हिन्दू-विश्वविद्यालय-ग्रन्थमाला

साधारण रसायन

प्रथम भाग

लेखक

फूलदेव सहाय वर्मा, एम० एस-सी०,
ए० आई० आई० एस-सी०

काशी-हिंदू-विश्वविद्यालय के रसायन के प्रोफेसर

प्रकाशक

काशी-हिन्दू-विश्वविद्यालय

१९३२

प्रथम संस्करण

प्रास्ताविक उपोद्घात।

हमारे देश में नवीन शिक्षा की स्थापना हुए एक शताब्दी हो चुकी; पर शोक है कि अद्यापि हमको शिक्षा—विशेषतः उच्च शिक्षा—अंगरेज़ी भाषा द्वारा ही दी जाती है।

ई० स० १८३५ में कलकत्ता की 'जनरल कमिटी आफ़ एड्यूकेशन' न अपना मत प्रकट किया था कि—

"We are deeply sensible of the importance of encouraging the cultivation of Vernacular languages............We conceive the formation of a Vernacular Literature to be the ultimate object to which all our efforts must be directed."

अर्थात्, देश का साहित्य बढ़ाना ही हमारी शिक्षा का अन्तिम लक्ष्य है।

सन् १८३८ में सर चार्ल्स ट्रेवेलियन ने "हिन्दुस्तान में शिक्षा" विषयक जो लेख लिखा था उसमें भी उस विद्वान् ने कहा है—

"Our main object is to raise up a class of persons who will make the learning of Europe intelligible to the people of Asia in their own languages."

अर्थात् हमारा उद्देश्य ऐसे सुशिक्षित जन तैयार करने का है जो यूरोप की विद्या को एशिया के लोगों की बुद्धि में अपनी भाषा द्वारा उतार दें।

ई० स० १८३९ में लार्ड आकलेंड (गवर्नर-जनरल) ने अपनी एक टिप्पणी में लिखा था कि—

"I have not stopped to state that correctness and elegance in Vernacular composition ought to be sedulously attended to in the superior colleges."

अर्थात्, उच्च विद्यालयों में मातृभाषा के निबन्धों में वाणी का यथार्थ रूप और लालित्य लाने पर विशेष ध्यान देने की बात मैं बिना कहे नहीं रह सकता।

ईस्ट इंडिया कम्पनी ने आशा की थी कि अंगरेज़ी शिक्षा पाये हुए लोगों के संसर्ग से साधारण जनता में नवीन विद्या का आप ही आप अवतार होगा। लेकिन यह आशा सफल न हुई। अतएव ईस्ट इंडिया कम्पनी के अन्तिम समय (१८५४) में कम्पनी के 'बोर्ड आफ़ कंट्रोल' (निरीक्षण समिति) के अध्यक्ष सर चार्ल्स वुड ने एक चिर-स्मरणीय लेख लिखा, जिसमें उन्होंने प्राथमिक शिक्षा से लेकर यूनिवर्सिटी तक की शिक्षा का प्रबन्ध सूचित किया। पश्चात् कम्पनी से हिन्दुस्तान का राज्याधिकार महारानी विक्टोरिया के हाथ में आया और बड़े समारोह से नवीन शिक्षा की व्यवस्था हुई—तथापि पूर्वोक्त उद्देश्य बहुशः सफल नहीं हुआ। यूनिवर्सिटी के स्थापनानन्तर २५–३० वर्ष बाद भी सर जेम्स पील (बम्बई के कुछ समय तक शिक्षाधिकारी) निम्न-लिखित रूप में आक्षेप कर सके थे—

"The dislike shown by University graduates to writing in their vernacular can only be attributed to the concsiousness of an imperfect command of it. I cannot otherwise explain the fact that graduates do not compete for any of the prizes of greater money value than the Chancellor's or Arnold's Prize at Oxford or Smith's or the Members' Prizes at Cambridge. So curiouse an apathy, so discouraging a want of patriotism, is inexplicable, if the transfer of English thought to the native idiom were, as it should be, a pleasant exercise, and not, as I fear it is, a tedious and repulsive trial."

हमारे नव शिक्षित बन्धुओं ने देशभाषा द्वारा देश का साहित्य बढ़ाया है। इससे इनकार करना अकृतज्ञता करना है, तथापि इतना कहना पड़ता है कि वह साहित्य-समृद्धि जैसी होनी चाहिए वैसी नहीं हुई है।

इसका कारण क्या है ? कई विद्वानों ने इसका कारण देशी भाषा का अज्ञान और विश्वविद्यालयों में देशी भाषा के पठन-पाठन का अभाव माना है। लेकिन वास्तविक कारण इससे भी आगे जाकर देखना चाहिए। मूल में बात यह है कि परभाषा द्वारा विद्यार्थियों को जो विद्या पढ़ाई जाती है वह उनकी बुद्धि और आत्मा से मेल नहीं खाती। परिणाम यह होता है कि सब पाठ उनकी बुद्धि में—भूमि में पत्थर के टुकड़े के समान—पड़े रहते हैं, बीज के समान भूमि में मिलकर अंकुर नहीं उत्पन्न करने पाते।

यह सुसिद्धान्तित और सुविदित है कि बालक मातृभाषा द्वारा ही शिक्षा में सफलता पा सकते हैं क्योंकि मातृभाषा शिक्षा का स्वाभाविक वाहन है। इस लिए हमारी प्राथमिक और माध्यमिक शिक्षा मातृभाषा द्वारा ही होनी चाहिए। केवल सिद्धान्त रूप में ही हम ऐसा नहीं कहते, बल्कि यह व्यवहार में भी हिन्दुस्तान की सब प्राथमिक और अनेक माध्यमिक शिक्षणशालाओं में स्वीकृत हो चुकी है। तथापि उच्च शिक्षा के लिए इस विषय में अभी तक कुछ उपक्रम नहीं हुआ है। विद्यार्थी उच्च शिक्षा प्राप्त करने के लिए जब महाविद्यालय में प्रवेश करता है तब भी मातृभाषा द्वारा ही उच्च शिक्षा ग्रहण करना उसके लिए स्वाभाविक देख पड़ता है। इसके अतिरिक्त हिन्दुस्तान ऐसा विशाल देश है कि इसकी एकता साधने के लिए हर एक प्रान्त की (मातृ) भाषा के अतिरिक्त समस्त देश की एक राष्ट्रभाषा होना आवश्यक है। ऐसी राष्ट्रभाषा होने का जन्मसिद्ध और व्यवहारसिद्ध अधिकार देश की सब भाषाओं में हिन्दी भाषा को ही है। उचित है कि हिन्द के सब विद्यार्थी जब विश्व-विद्यालय में प्रवेश करें तो स्वाभाविक मातृभाषा से आगे बढ़के राष्ट्रभाषा—हिन्दी—द्वारा ही शिक्षा प्राप्त करें। वस्तुतः प्राचीन काल में जैसे संस्कृत और पीछे पाली राष्ट्र भाषा थी उसी प्रकार अर्वाचीन काल में हिन्दी है। इस प्रान्त में हिन्दी का ज्ञान मातृभाषा के रूप में होता ही है। लेकिन जिन

प्रान्तों की यह मातृभाषा नहीं है वे भी इसको राष्ट्रभाषा होने के कारण माध्यमिक शिक्षा के क्रम में एक अधिक भाषा के रूप में सीख लें और विश्वविद्यालय की उच्च शिक्षा इसी भाषा में प्राप्त करें; यही उचित है। तामिल देश को छोड़ कर हिन्दुस्तान की प्रायः सभी भाषाएं संस्कृत प्राकृतादि क्रम से एक ही मूल भाषा या भाषामंडल में से उत्पन्न हुई हैं। अतएव उन में एक कौटुम्बिक साम्य है। इसलिए अन्य प्रान्तीय भी, अपनी मातृभाषा न होने पर भी, हिन्दी सहज ही में सीख सकते हैं। ज्ञान-द्वार की स्वाभाविकता में इससे कुछ न्यूनता ज़रूर आती है तथापि एकराष्ट्र की सिद्धि के लिए इतनी अल्प अस्वाभाविकता सह लेना आवश्यक है। उत्तम शिक्षा की कक्षा में यह दुष्कर भी नहीं है; क्योंकि मनुष्य की बुद्धि जैसे जैसे बढ़ती जाती है वैसे वैसे स्वाभाविकता के पार जाने का सामार्थ्य भी कुछ सीमा तक बढ़ता है।

आधुनिक ज्ञान की उच्च शिक्षा में उपकारक ग्रन्थ हिन्दी में, क्या हिन्दुस्तान की किसी भाषा में, अद्यापि विद्यमान नहीं है—इस प्रकार का आक्षेप करके अंगरेज़ी द्वारा शिक्षा देने की प्रचलित रीति का कितने ही लोग समर्थन करते हैं। किन्तु इस उक्ति का अन्योन्याश्रय दोष स्पष्ट है, क्योंकि जब तक देश की भाषा द्वारा शिक्षा नहीं दी जाती तब तक भाषा के साहित्य का प्रफुल्लित होना असम्भव है और जब तक यथेष्ट साहित्य न मिल सके तब तक देश की भाषा द्वारा शिक्षा देना असम्भव है। इस अन्योन्याश्रय दोषापत्ति का उद्धार तभी हो सकता है जब अपेक्षित साहित्य यथाशक्ति उत्पन्न करके तद्द्वारा शिक्षा का आरम्भ किया जाय। आरम्भ में ज़रूर पुस्तकें छोटी छोटी ही होंगी। लेकिन इन पर अध्यापकों के उक्त-अनुक्त-दुरुक्त आदि विवेचन रूप एवं इष्टपूर्त्तिरूप वार्तिक, तात्पर्यविवरण रूप वृत्ति, भाष्य-टीका, खंडनादि ग्रन्थों के होने से यह साहित्य बढ़ता जायगा और बीच में अहरहः प्रकटित अंगरेज़ी पुस्तकों का उपयोग सर्वथा नहीं छूटेगा। प्रत्युत अच्छी तरह से वह भी साथ साथ रहकर काम ही करेगा। इस रीति से अपनी भाषा की समृद्धि भी नवीनता और अधिकता प्राप्त करती जायगी।

इस इष्ट दिशा में काशी-विश्वविद्यालय की ओर से जो कार्य करने का आरम्भ किया जाता है वह दानवीर श्रीयुत घनश्यामदासजी बिड़ला के दिये हुए ५०,००० रुपये का प्रथम फल है। आशा की जाती है कि इस प्रकार और धन भी मिला करेगा और उससे अधिक कार्य भी होगा। इति शिवम्।

अहमदाबाद
वैशाख शुक्ल पूर्णिमा
वि० सं० १९८७

आनंदशङ्कर बापूभाई ध्रुव
प्रो-वाइस चांसलर, काशी-विश्वविद्यालय,
अध्यक्ष, श्री काशी-विश्वविद्यालय हिन्दी-
ग्रन्थमाला-समिति

लेखक की भूमिका

भारतीय विश्वविद्यालयों के मध्यमा कक्ष के लिये रसायन की यह पुस्तक लिखी गई है । पर इस में विषयों का प्रतिपादन इस ढंग से किया गया है कि जो इस पुस्तक से ही रसायन के अध्ययन का प्रारम्भ करना चाहें वे बिना किसी कठिनाई के ऐसा कर सकते हैं। इस पुस्तक के दो खंड हैं। पहला खंड प्रारम्भ से परिच्छेद ९ तक है। इस खंड में उन विषयों का समावेश है जिन्हें साधारणतः भौतिक रसायन कहते हैं। दूसरा खंड परिच्छेद १० से प्रारम्भ होता है। इस खंड में अधातुक तत्त्वों और उन के प्रमुख यौगिकों का रसायन दिया हुआ है।

इस पुस्तक का अध्ययन प्रारम्भ से हीं शुरू किया जा सकता है । पर जो अधिक सरल भाग से हीं पढ़ना चाहें वे दूसरे खंड परिच्छेद १० से आरम्भ कर सकते हैं । विषयों का प्रतिपादन इस ढंग से किया गया है कि प्रारम्भ से अथवा परिच्छेद १० से, कहीं से आरम्भ करने पर कोई विशेष कठिनाई नहीं होगी। पुस्तक के प्रारम्भ में रसायन का संक्षिप्त इतिहास दिया गया है ताकि पाठकों को विदित होजाय कि यह विज्ञान कितना प्राचीन है और कब से इसकी विशेष उन्नति हुई है।

यद्यपि यह पुस्तक मध्यमा कक्ष के छात्रों के लिये हीं लिखी गई है पर इस में अनेक ऐसे विषयों का समावेश है जिन का ज्ञान ऐसे छात्रों के लिये परीक्षा की दृष्टि से अत्यावश्यक नहीं है। आशा की जाती है कि इस पुस्तक के द्वारा प्राप्त रसायन का ज्ञान अंग्रेज़ी पुस्तकों के द्वारा प्राप्त रसायन के ज्ञान से किसी प्रकार कम न होगा। इस पुस्तक में एक विशेषता यह भी है कि इस में इस देश के खनिजों और पत्थरों का यथास्थान उल्लेख हुआ है। रसायन की अंग्रेज़ी पुस्तकों के द्वारा छात्रों को साधारणतः यह पता नहीं लगता कि हमारे

देश के किन किन स्थानों में कौन कौन खनिज विद्यमान हैं और उन का कहाँ तक उपयोग होता है। यह पुस्तक केवल विश्वविद्यालयों के छात्रों के लिये ही उपयोगी न होगी पर आशा की जाती है कि कोई भी व्यक्ति इसके द्वारा रसायन का ज्ञान सरलता से प्राप्त कर सकता है। साधारण जनता के लिये इस पुस्तक के अध्ययन के पहले प्रस्तुत लेखक द्वारा लिखित 'प्रारम्भिक रसायन' पुस्तक के पढ़ लेने से इस पुस्तक के समझने में अधिक सरलता होगी।

पारिभाषिक शब्दों की समस्या बड़ी कठिन है। जो पारिभाषिक शब्द इस पुस्तक में प्रयुक्त हुए हैं वे काशी नागरी-प्रचारिणी सभा द्वारा संशोधित और गतवर्ष प्रकाशित हिन्दी वैज्ञानिक शब्दावली के आधार पर आश्रित हैं। लेखक के विचार में जो रासायनिक तत्त्व प्राचीनकाल से ज्ञात नहीं हैं और जिन का संस्कृत वा हिन्दी में कोई नाम नहीं है उन का विदेशी नाम हीं ज्यों का त्यों प्रयुक्त करना उचित है और इस पुस्तक में ऐसा ही किया गया है। तत्त्वों के संकेत, यौगिकों के सूत्र और रासायनिक समीकरण रोमन लिपि में ही इस पुस्तक में दिये गये हैं। क्योंकि ऐसा करने से इस पुस्तक के अध्ययन के पश्चात् जो विदेशी भाषाओं के द्वारा रसायन का आगे अध्ययन करना चाहेंगे उनके लिये बड़ी सुविधा होगी।

इस पुस्तक के संख्यात्मक प्रश्नों के उत्तर और अनुक्रमणिका तैयार करने में एम० एस-सी० के हमारे छात्र श्री श्याम सुन्दर नरायण कौल बी० एस-सी० से मुझे बड़ी सहायता मिली है। इसके लिये मैं उनका बहुत कृतज्ञ हूं।

बनारस हिन्दू विश्वविद्यालय
दशहरा, १९८८ वि०

फूलदेव सहाय वर्मा

विषय-सूची

पहला खंड

परिच्छेद १—ऐतिहासिक

परिच्छेद २—विषय प्रवेश

परिच्छेद ३—रासायनिक परिवर्तन और रासायनिक संयोग के नियम

परिच्छेद ४—संयोजनभार और बन्धकता

परिच्छेद ५—गैसों के भौतिक गुण

दूसरा खंड

परिच्छेद १०—वायु और आक्सिजन

परिच्छेद ११—हाइड्रोजन

परिच्छेद १२—जल

परिच्छेद १३—जल का संगठन

विषय पृष्ठ

परिच्छेद १४—ओज़ोन

परिच्छेद १५—हाइड्रोजन पेराक्साइड

परिच्छेद १६—हैलोजन

परिच्छेद १७—हैलोजन और हाइड्रोजन के यौगिक

विषय पृष्ठ

परिच्छेद १८—हैलोजन के आक्सी-यौगिक

परिच्छेद १९—वायुमंडल और नाइट्रोजन

परिच्छेद २०—नाइट्रोजन और हाइड्रोजन के यौगिक

परिच्छेद २१—नाइट्रोजन के आक्साइड और आक्सी-अम्ल

विषय पृष्ठ

परिच्छेद २२—कार्बन और हाइड्रो-कार्बन

परिच्छेद २३—कार्बन के आक्साइड

परिच्छेद २४—ज्वाला और दहन

परिच्छेद २५—गन्धक और गन्धक और हाइड्रोजन के यौगिक

परिच्छेद २६—गन्धक और क्लोरीन के यौगिक

परिच्छेद २७—गन्धक के आक्साइड और आक्सी-अम्ल

परिच्छेद २८—फ़ास्फ़रस

विषय पृष्ठ

परिच्छेद २९—सिलिकन और बोरन।

साधारण रसायन

प्रथम भाग

परिच्छेद १

ऐतिहासिक।

यह कहना बहुत कठिन है कि रसायन का अध्ययन कब से प्रारम्भ हुआ। इस में कोई सन्देह नहीं कि प्राचीन पुरुषों को रसायन का जो कुछ ज्ञान प्राप्त था वह बहुत काल के निरीक्षण का फल था। अनेक ऐसी भी बातें प्राचीन ग्रन्थों में मिलती हैं जो पढ़ने में कल्पित कथा सी मालूम होती हैं न कि सच्ची घटना सी। रासायनिक विधानों का उन्हें जो कुछ ज्ञान प्राप्त था वह प्रधानतः औषधों के निर्माण का फल था। जो कुछ रासायनिक विधान उन्हें मालूम थे उन्हें व्यवस्थित करने की क्षमता का भी उन में बिलकुल अभाव था। प्रयोगात्मक अन्वेषण करने की भावना तो कदाचित ही कभी उन के मन में उठी हो। उन में से जिन्हें प्रकृति के ज्ञान की वृद्धि करने की लालसा भी होती थी वे बहुधा कल्पना के मार्ग का ही अनुसरण करते थे न कि निरीक्षण और प्रयोग के सुरक्षित पर कष्टकर मार्ग का।

ऐसा प्रतीत होता है कि रसायन का आरम्भ मिस्रवालों की 'पवित्र कला' के अध्ययन से सम्बन्ध रखता है। उन के मन्दिरों में रसायन शालाएँ थीं जहां अनेक प्रकार के रासायनिक विधानों और प्रक्रियाओं का संचालन होता था। रसायन का पर्यायवाची शब्द 'केमिस्ट्री' का वास्तव में प्रादुर्भाव कैसे हुआ यह ठीक ठीक ज्ञात नहीं है। प्लुटार्क का कथन है कि मिट्टी के काले रंग के होने के कारण मिस्र का नाम 'किमी' दिया गया था और इसी नाम से प्राचीन काल में यह पुकारा जाता था। आँखों की काली पुतली के लिये भी यह शब्द प्रयुक्त होता था। यह सम्भव प्रतीत होता है कि

सब से पहले 'मिस्र' का बोध कराने के लिये ही 'किमी' शब्द का व्यवहार हुआ हो और इसी से यह 'केमिस्ट्री' शब्द निकला हो। इस केमिस्ट्री शब्द के सब से प्रथम प्रयुक्त होने का निश्चित प्रमाण ईसा के जन्म से ३०० वर्ष पूर्व में डायोक्लीशियन् सम्राट् के द्वारा मिलता है क्योंकि यह सम्राट् अहंकार के साथ लिखता है कि मैंने मिस्र के उन सब ग्रन्थों को जला डाला जिन में स्वर्ण और चांदी की केमिस्ट्री का वर्णन है। कुछ लोगों का मत है कि केमिस्ट्री ग्रीक शब्द 'केमोस' से निकला है जिस का अर्थ रस वा द्रव है। यह नाम उस रस वा द्रव पदार्थ को दिया गया था जिस के द्वारा धातुओं का परिवर्तन हो सकता था।

हिन्दी 'रसायन' शब्द रस और अयन से निकला है। अतः रसायन का शब्दार्थ रस का आश्रम, स्थान वा घर हुआ। वैद्यक के अनुसार रसायन वह औषधि है जो जरा और व्याधि का नाश करने वाली हो। रस एक समय स्वर्ण और स्वर्ण के भस्मों के लिये प्रयुक्त होता था। पीछे यह पारे और पारे के यौगिकों के लिये प्रयुक्त होने लगा। आज कल वैद्यक में धातुओं को फूँक कर तैयार किये हुये भस्म के लिये भी जिस का व्यवहार औषध के रूप में होता है रस शब्द का प्रयोग होता है।

चीन और मिस्र की सभ्यता। चीन की सभ्यता बहुत पुरानी है और बहुत प्राचीन काल से ही वहां के लोगों को रासायनिक क्रियाओं का बहुत कुछ ज्ञान प्राप्त था। ईसा के जन्म के कम से कम २०००–३००० वर्ष पूर्व वस्त्र तैयार करने, कांसा बनाने, ताम्र और रेशम निर्माण करने और उन पर चित्रकारी करने की कलाओं से वे पूरे परिचित थे। खनिजों और काँसों के पिघलाने का ज्ञान ईसा के जन्म के प्रायः १८०० वर्ष पूर्व उन्हें प्राप्त था और ईसा के जन्म के पूर्व ही वे काग़ज़, बारूद, कांच, चीनी के पात्र, मिट्टी के पात्र और वार्निश तैयार करना जानते थे।

सभ्यता की प्राचीनता में चीन के बाद मिस्र का स्थान आता है। मिस्रवाले भी अनेक धातुओं और मिश्रधातुओं का बनाना जानते थे। उन्हें कांच, रंग और साबुन बनाने और शवों को सुरक्षित रखने का बहुत अच्छा

ज्ञान प्राप्त था। वे पिगमेन्ट (वर्णक) और विष तैयार करना भी जानते थे। प्राचीन काल में इस्कन्दरिया (Alexandria) वैज्ञानिक अध्ययन का केन्द्र था और वहां एक बहुत ही अच्छा पुस्तकालय था जिस में ७ लाख पुस्तकें संगृहीत थीं; किन्तु यह पुस्तकालय ६४१ ई० में नष्ट कर दिया गया।

भारत की सभ्यता। भारत की सभ्यता बहुत पुरानी है। पटने के खंडहरों से प्राप्त पदार्थों को देखने से इस में कोई सन्देह नहीं रह जाता कि ईसा के जन्म के ३००-४०० वर्ष पूर्व गौतम बुद्ध के समय में यह देश पूर्ण उन्नत था और लोगों को ऐसी अनेक वस्तुओं के निर्माण का ज्ञान था जिन में रासायनिक क्रिया की अभिज्ञता आवश्यक थी। विगत चार पांच वर्षों में सिन्ध और बलूचिस्तान के मोहन-जो-दारो, हराप्पा और नाल में पुरातत्व विषयक जो आविष्कार हुए हैं उन से पता लगता है कि ईसा के जन्म से ३०००-२००० वर्ष पूर्व अर्थात् प्रायः उसी समय जब से मिस्र की सभ्यता का आरम्भ होता है, उपर्युक्त स्थानों के निवासी तांबे का पिघलाना और उन से अनेक प्रकार के अस्त्रों और घरेलू पात्रों का तैयार करना जानते थे। उन्हें स्वर्ण और चांदी का भी ज्ञान था। वे बहुत उच्च कोटि के सुन्दर चीनी के बरतन तैय्यार करते थे और उन पर रंग करना भी जानते थे। वङ्ग के प्रयोग का भी उन्हें ज्ञान था और उसे तांबे के साथ मिला कर वे कांसा तैय्यार करते थे। कांच, कांच पर रंग लगाने और उस पर चित्रकारी करने की सामग्री का भी उन्हें ज्ञान प्राप्त था। उपर्युक्त स्थानों के खंडहरों में रंगीन और सुन्दरता से चित्रित कांच की बोतलें पाई गई हैं।

नागार्जुन द्वारा लिखित 'रसरत्नाकर' नामक एक ग्रन्थ का आचार्य प्रफुल्लचन्द्र राय ने पता लगाया है। नागार्जुन किस समय में हुए थे इस में मतभेद है। पाश्चात्य विद्वानों के मत से ईस्वी सन् की पहली शताब्दी में कनिष्क के शासन काल में नागार्जुन का जन्म हुआ था। कल्हण मिस्र द्वारा लिखित काश्मीर के इतिहास 'राजतरंगिणी' के अनुसार शाक्य सिंह के सन्यास लेने के १५० वर्ष बाद नागार्जुन हुए थे। राजतरंगिणी में लिखा है कि 'तब इस

देश में तीन राजा थे जिनके नाम हिष्क, ज्विष्क और कनिष्क थे। इन तीनों ने तीन शहर 'हिष्क पुर', 'जिष्क पुर', और 'कनिष्क पुर' बसाए थे। इन प्रभावशाली राज्यों में से काश्मीर का अधिकांश भाग बौद्ध धर्मानुयायियों के अधिकार में था। उस समय शाक्य सिंह के परि-निर्वाण प्राप्त करने के १५० वर्ष बाद देश में अधिष्ठाता स्वरूप एक बोधिसत्व रहते थे जिनका नाम नागार्जुन था"। नागार्जुन का उल्लेख प्रसिद्ध चीनी यात्री ह्वेनसन और एक विश्वसनीय अरब लेखक अलबरूनी ने भी किया है। अलबरूनी ने अपनी पुस्तक ११ वीं शताब्दी में लिखी थी। उस में वह लिखता है "सोमनाथ के निकट दैहिक क़िले के निवासी सोना बनाने की कला के प्रसिद्ध प्रवर्तक नागार्जुन थे उन्होंने इस कला में बहुत प्रवीणता प्राप्त की थी और इस विषय की सारी बातों का संग्रह कर एक अमूल्य पुस्तक की रचना की थी। वह हम लोगों के समय से प्रायः १०० वर्ष पहले हुए थे।

यदि अलबरूनी की बातें सत्य मान ली जायं तो नागार्जुन का ९ वीं शताब्दी के पहले होना प्रमाणित नहीं होता किन्तु इस विषय में अलबरूनी की बातें कहां तक मान्य हैं यह प्रोफ़ेसर सेको (जिन्हों ने अलबरूनी के अरबी ग्रन्थों को प्रकाशित कराया है) के निम्न कथन से मालूम होगाः—

"यह शिक्षित अरब साधारणतः एक बहुत ही विश्वसनीय व्यक्ति है पर इस ने हिन्दुस्थान के उस भाग के ब्राह्मणों से समाचार संग्रह किया था जहां ११ वीं शताब्दी में बौद्ध धर्म का प्रत्येक चिह्न लुप्त हो गया था। इसी से उसको नागार्जुन के विषय में झूठी खबरें मालूम हुईं। समय के प्रभाव से ही उस समय नागार्जुन विषयक बातें ठीक ठीक मालूम न हो सकीं।

रसरत्नाकर अधिकांश बौद्ध तन्त्रों से परिपूर्ण है किन्तु बीच बीच में रासायनिक क्रियाओं का वर्णन है। उस वर्णन से स्पष्ट विदित होता है कि उस समय लोगों को अनेक रासायनिक क्रियाएं मालूम थीं। इस पुस्तक में मुख्यतः तीन बातों का वर्णन है। (१) चांदी से सोना बनाने की अनेक विधियां दी हुई हैं। सम्भव है कि उन विधियों से चांदी का रंग सोने के समान हो जाता रहा हो अथवा चांदी की कोई मिश्रधातु सोने के रूप रंग की

बन जाती रही हो। (२) अनेक धातुओं की साधारणतः पर पारे की विस्तार पूर्वक शोधन विधियां दी हुई हैं। इस से विदित होता है कि उस समय पारे का प्रयोग औषधियों में बहुत अधिक होता था। (३) इस पुस्तक में अनेक उपकरणों या यन्त्रों का वर्णन है जिस से मालूम होता है कि उन उपकरणों का व्यवहार उस समय बहुत अधिकता से होता था पर उन उपकरणों का सविस्तार वर्णन कहीं नहीं मिलता।

नागार्जुन लिखते हैं:—

> कोष्ठिका वक्रनालश्च गोमयं सारमिन्धनम्।
> धमनं लोहपत्राणि औषधं काञ्चिकं विडम्॥
> कन्दराणि विचित्राणि *
> सर्वं मेलयनं कृत्वा ततः कर्म्म समारभेत्॥

अर्थात् निम्न पदार्थों को एकत्र कर रासायान की क्रिया प्रारम्भ करनी चाहिए:—कोष्ठी, वक्रनाल, उपला, लकड़ी, धमनी और लोहे के पात्र।

इस ग्रन्थ में निम्न लिखित यन्त्रों का भी उल्लेख है:—

शिला यन्त्र, पाषाण यन्त्र, भूधर यन्त्र, वंश यन्त्र, नालिका यन्त्र, गजदन्त यन्त्र, दोला यन्त्र, अधःपातन यन्त्र, भुवःपातन यन्त्र, पातन यन्त्र, नियामक यन्त्र, गमन यन्त्र, तुला यन्त्र, कच्छप यन्त्र, चाकी यन्त्र, बालुका यन्त्र, अग्निसोम यन्त्र, गन्धकभाहिक यन्त्र, मूषा यन्त्र, तारडिका यन्त्र, वीणा यन्त्र, चारण यन्त्र इत्यादि इत्यादि।

यूनान की सभ्यता। मिस्र की सभ्यता के पश्चात् यूनान की सभ्यता का प्रारम्भ हुआ। ऐसा मालूम होता है कि मिस्रवालों से यूनानियों ने रासायनिक क्रियाओं का ज्ञान प्राप्त किया था। यूनानवालों ने बहुत कम क्रियात्मक कार्य किये पर वे दार्शनिक थे अतः उन्होंने बहुत कुछ कल्पनाएँ कीं। उनकी कुछ प्राचीन कल्पनाएं आधुनिक ज्ञान के अनुसार भी सच्ची ठहरी हैं। यूनानियों का विशेष ध्यान जड़ पदार्थों के संगठन की ओर खिंचा था। ईसा के ६०० वर्ष पूर्व थेल्स ने समझा था कि यह सारी सृष्टि केवल एक पदार्थ जल से हुई है।

---

* हस्त लिखित ग्रन्थ में आगे का पाठ पढ़ा नहीं जाता।

ईसा के ५५० वर्ष पूर्व एनाक्सीमेसियस (Anoximesius) का मत था कि यह सारी सृष्टि केवल वायु से हुई है । ईसा के ५०० वर्ष पूर्व हीरेक्लीटस (Heraclitus) का मत था कि यह सृष्टि केवल आग से हुई है । एम्पीडोक्लीज़ (ईसा के ४७०–४३० वर्ष पूर्व) का मत था कि यह सृष्टि जल, वायु, अग्नि और पृथ्वी से हुई है । प्राचीन हिन्दू दार्शनिकों ने अपने अधिक सूक्ष्म विवेचन के बल से पांचवें तत्व 'आकाश' का भी प्रतिपादन किया और पांच तत्त्वों के योग से सारी सृष्टि की उत्पत्ति बताई, जैसा कि गो० तुलसीदास जी ने कहा है—

क्षिति जल पावक गगन समीरा । पञ्च रचित यह अधम शरीरा ॥

आरस्तू (अरिस्टोटल) ने उपर्युक्त चार तत्त्वों में चार पृथक पृथक गुण होने की बात निकाली । उनके मत के अनुसार इन्हीं चार गुणों के योग से सारी सृष्टि होती है । ये चारों गुण ताप, शति, आर्द्रता और शुष्कता थे । उन्होंने इन चार तत्त्वों के साथ एक पांचवें तत्त्व ईथर को भी जोड़ा । यूनानियों का यह भी विश्वास था कि धातुओं का एक दूसरे में परिवर्तन हो सकता है । हीन धातुओं को स्वर्ण में परिणत करने की सम्भावना उन्हें बहुत प्रतीत होती थी ।

कीमियागरी । यूनानियों की रासायनिक क्रियाओं का ज्ञान प्रायः ७ वीं शताब्दी में अरबवालों को हो गया । अरबवाले आरस्तु (आरिस्टो. टल) के दार्शनिक विचार से भी परिचित थे । ऐसा प्रतीत होता है कि फारस के द्वारा भारत के हिन्दू विज्ञान का ज्ञान भी अरबवालों को हो गया था । इस प्रकार अरब में प्राच्य और पाश्चात्य देशों के विज्ञान का सम्मेलन हुआ उन्हीं लोगों के कारण अरबी प्रत्यय 'अल' के जोड़ने से इस विज्ञान का नाम 'अलकिमी' वा कीमियागरी पड़ा । उसी समय से यह स्वर्ण और चांदी बनाने की कला समझी जाने लगी ।

अरबवालों के द्वारा इस कीमियागरी की कोई विशेष उन्नति नहीं हुई । ये लोग अपने सिद्धान्तों को अस्पष्ट, रहस्यमय, और अर्धधार्म्मिक भाषाओं में छिपाने की चेष्टा करते थे । पर इसमें सन्देह नहीं कि उन लोगों के द्वारा ही

सर्व प्रथम रासायनिक सिद्धान्त का प्रादुर्भाव हुआ। यह सिद्धान्त १२ वीं शताब्दी में सर्वस्वीकृत समझा जाता था। इस सिद्धान्त के अनुसार सब धातुएं पारद और गन्धक की बनी समझी जाती थीं और एक वा दूसरे के न्यूनाधिक्य से धातुओं में भेद होता था। स्वर्ण और चांदी सदृश श्रेष्ठ धातुएं केवल पारे की बनी समझी जाती थीं अतः ताप से उनमें कोई विकार नहीं होता था। हीन धातुओं में न्यूनाधिक मात्रा में गन्धक विद्यमान समझा जाता था। अतः आग में डालने से ऐसी धातुओं में विकार उत्पन्न होता था।

अरबवाले इस ज्ञान को मिस्र और उत्तरीय आफ्रिका से होकर स्पेन ले गये। जिस समय स्पेन अरबवालों के आधीन था उस समय सारे यूरोप के छात्र स्पेन की संस्थाओं में शिक्षा के लिए एकत्रित होते थे। वहां से कीमियागरी का ज्ञान पाश्चात्य यूरोप में फैला। १३ वीं शताब्दी में यह ज्ञान सारे यूरोप में फैल गया था।

अरबवालों में सबसे बड़ा रसायनज्ञ ज़ाबिर (Geber) था जो ८ वीं शताब्दी के लगभग हुआ था। ज़ाबर ने स्वर्ण बनाने की चेष्टा की थी और अनेक ग्रन्थ लिखे थे। नाइट्रिक अम्ल (शोरे के तेज़ाब) का सबसे पहला वर्णन इसी के ग्रन्थ में मिलता है। ज़ाबिर को अनेक यौगिकों और रासायनिक क्रियाओं का ज्ञान था। जर्मनी के अलबर्टस मैगनस (Albertus Magnus ११९३—१२८२), इंगलैंड के रौजर बेकन (Roger Bacon १२१४-१२९४) और फ्रांस के आर्नोल्ड विलनोवानस (Arnold Villnovanus) और विन्सेन्ट आफ बोवे (Vincent of Beauvault) ज़ाबिर पद्धति के ही अनुयायी थे और इन लोगों ने धातुओं के परिवर्तन की चेष्टाएं की थीं। रोजर बेकन जादू के अभियोग में पकड़ा गया था और आक्सफ़ोर्ड में इसके लिए उस पर मुकदमा चला था। सफ़ाई में उसने दिखाया था कि अनेक अद्भुत घटनाओं के घटित होने का कारण कोई दैविक शक्ति नहीं थी वरन् सामान्य और प्राकृतिक साधन थे। इस युग के रसायनज्ञ 'पारस मणि' के आविष्कार को सम्भव समझते थे। इस पारस मणि की विशेषता यह समझी जाती थी कि यह हीन धातुओं को स्वर्ण और चांदी में परिणत कर सकता था।

उस समय सभी इस परिवर्तन को सम्भव समझते थे । इस विश्वास का कारण यह था कि कुछ धातुओं का रंग दूसरे पदार्थों के योग से बदला जा सकता था । ज़ीबर को ज्ञात था कि रक्त तांबे को अशुद्ध ज़िंक आक्साइड के साथ पिघलाने से स्वर्णपीत रंग का पीतल प्राप्त होता था और दूसरे खनिजों के योग से तांबा, चांदी सदृश श्वेत धातु में परिणत हो जाता था ।

औषध—रसायन । १४ वीं शताब्दी के लगभग से हम उस युग में प्रवेश करते हैं कि जिसमें रसायनज्ञों की चेष्टा ऐसे पदार्थों के निर्माण की ओर झुकी जिससे मनुष्य अमर हो जाय वा कम से कम जरा और व्याधि के कष्ट से बचे । यह युग बेसिल वेलैन्टाइन (Basil Valentine) के काल से आरम्भ होता है । बेसिल वेलैन्टाइन् जर्मनी के एक पादरी महन्त थें । इनके लिखे अनेक ग्रन्थ समझे जाते हैं । उनमें एक पुस्तक प्रधानतः अन्टीमनी के यौगिकों के औषधीय गुणों का वर्णन है। इनकी पुस्तकों में गन्धकाम्ल, नाइट्रिक अम्ल, अम्लराज और और भी अनेक रासायनिक द्रव्यों का वर्णन मिलता है ।

स्वीटज़रलैंड के पारसेल्सस (Parcelsus १४९३—१५४१) के मतानुसार रसायन का उद्देश्य औषधों का तैयार करना है । पारसेल्सस का विश्वास था कि मनुष्य की देह रासायनिक संयोग से बनी है । इसमें रासायनिक संयोग के हेर फेर से मनुष्यों को व्याधि होती है, अतः रासायनिक विधानों से मनुष्य मात्र की व्याधि दूर की जा सकती है । सब से पहले पारसेल्सस ने ही हाइड्रोजन तैयार किया था पर वह इस की प्रकृति को ठीक ठीक न समझ सका था ।

पारसेल्सस के समकालीन ही ऐग्रिकोला (Agricola) नामक एक प्रसिद्ध व्यक्ति हुआ जिसने खान-विज्ञान और धातु-रसायन पर बहुत ही अच्छी पुस्तक लिखी है । इस पुस्तक से व्यावहारिक रसायन की बहुत उन्नति हुई और उसमें लिखित अनेक विधियों का आज तक प्रयोग होता है । जिस समय ऐग्रिकोला धातु रसायन में निमग्न था, लिबेवियस (Libavius) एक ऐसी पुस्तक के लिखने में लगा हुआ था जिसमें रसायन को उस समय

तक ज्ञात सभी बातों का संग्रह है। यह पुस्तक, अलकीमिया (Alchemia), १५७५ ई० में प्रकाशित हुई और रसायन की सब से पहली पुस्तक समझी जाती है। लिबेवियस का मुख्य उद्देश्य भी औषधों का तैयार करना था पर वह धातुओं के परिवर्तन में भी विश्वास रखता था।

पारसेल्सस के पश्चात् वानहेल्मों (१५७७—१६४४ ई०) हुआ। इसने अरिस्टोटल के चार तत्त्वों के सिद्धान्त को और पारसेल्सस के मनुष्य शरीर के रासायनिक संयोग के सिद्धान्त को बिलकुल अस्वीकार कर दिया। वानहेल्मों के मतानुसार आग जड़ पदार्थ नहीं हो सकती और पृथ्वी कोई तत्त्व नहीं हो सकती पर वायु और जल का तत्त्व होना उन्हों ने भी स्वीकार किया। सब से पहले इन्हीं ने भिन्न भिन्न प्रकार की वायुओं की स्थिति को पहचाना और उन भिन्न भिन्न प्रकार की वायुओं के लिए गैस शब्द का प्रयोग किया। इन्हों ने सब से पहले सिद्ध किया कि अम्लों में धातुओं को घुलाने से धातुओं का नाश नहीं होता जैसा इनके पहले समझा जाता था वरन् ये ऐसे रूप में बदल जाती हैं जिस रूप से वे फिर उपयुक्त यत्न से अपना पूर्व रूप प्राप्त कर सकती हैं। वानहेल्मों का उद्देश्य एक ऐसा विलायक प्राप्त करना था जिस में सब वस्तुएं विलीन हो जायं और जो सब रोगों की औषध भी हो।

इस युग में जिन्होंने रसायन के ज्ञान के प्रचार में सफलता पूर्वक चेष्टाएं की उनमें ग्लौबर (Glauber, १६०३—१६६८ ई०) का स्थान सर्वोपरि है। ग्लौबर कीमियागर और औषध रसायनज्ञ दोनो था। उसने अनेक बहुमूल्य औषधों का आविष्कार किया। अमोनियम् नाइट्रेट, ग्लौबर लवण (मणिभीय सोडियम सल्फ़ेट, $Na_2SO_4, 10H_2O$) इत्यादि लवणों का भी उन्हींने आविष्कार किया। वह वस्तुतः एक सच्चा वैज्ञानिक और बहुत उच्च मस्तिष्क का व्यक्ति था।

इसी युग में एक दूसरा व्यक्ति लेमेरी (Lemery, १६४५—१७१७ ई०) हुआ जिसने अपने विचारों और रसायन के ज्ञानों को कूर द शिमी (Cours de Chymie) नामक ग्रन्थ में १६७५ ई० में प्रकाशित किया। यह ग्रन्थ लैटिन और यूरोप की अन्य भाषाओं में अनुवादित हुआ और इससे

रसायन के प्रचार, अध्ययन और उन्नति में बहुत सहायता मिली । इस पुस्तक में पहली बार खनिज और उद्भिज पदार्थों में भेद किया गया था। इस प्रकार रसायन के कार्बनिक और अकार्बनिक दो विभाग सबसे पहले इसी पुस्तक में हुए ।

वायव्य रसायन । रौबर्ट बोआएल (Robert Boyle, १६२७–१६९१ ई०) से रसायन के इतिहास का दूसरा अध्याय आरम्भ होता है । कभी कभी रौबर्ट बोआएल आधुनिक रसायन के 'जन्मदाता' कहे जाते हैं। रौबर्ट बोआएल के द्वारा ही अरिस्टोटल और पारसेल्सस के सिद्धान्तों का अन्त हुआ। अपनी पुस्तक सेप्टिकल केमिस्ट (Sceptical Chemist) में रौबर्ट बोआएल ने अपने बिचार प्रकट किये हैं। उनके मत के अनुसार तत्त्वों की वास्तविक संख्या का निर्धारित करना असम्भव है। वे सभी पदार्थ तत्त्व हैं जिनका किसी प्रकार बिभाजन नहीं हो सकता और जो यौगिकों से प्राप्त होते हैं और जिनसे यौगिक तैयार हो सकते हैं। सबसे पहले रौबर्ट बोआएल ने ही तत्त्वों और यौगिकों के बीच के भेद को ठीक ठीक समझा था । उनका मत था कि सबसे छोटे छोटे टुकड़ों के एक दूसरे के सन्निकट आने से रासायनिक संयोग होता है और उन टुकड़ों के अलग अलग होने से रासायनिक विच्छेदन होता है। इस प्रकार रौबर्ट बोआएल ने प्राचीन परमाणु सिद्धान्त को पुनर्जीवित किया ।

अनेक आविष्कारों के साथ साथ रौबर्ट बोआएल ने यह भी खोज निकाला कि शून्य में दहन नहीं होता, पर गरम करने से शून्य में भी बारूद जलता है इससे वे इस सिद्धान्त पर पहुंचे कि हवा की जो वस्तु दहन में सहायक होती है वह उसी प्रकार की है जो शोरे में (जो बारूद का एक अवयव है) रहती है। रौबर्ट बोआएल ने यह भी सिद्ध किया कि गरम करने से धातुओं की तौल कुछ बढ़ जाती है पर इस तौल के बढ़ने के कारण को वे ठीक ठीक न समझ सके। उन्होंने रसायन के अध्ययन का एक दूसरा युग भी उपस्थित किया। इस युग को वायव्य रसायन का युग कहते हैं, क्योंकि इसी काल में भिन्न भिन्न वायव्य पदार्थों वा गैसों का अध्ययन

आरम्भ हुआ। बोआएल ने वायु पम्प की पूर्ण उन्नति भी की और गैसों के उस नियम को निकाला जिसे बोआएल का नियम कहते हैं। बोआएल ने ही लण्डन की रायल सोसायटी की स्थापना की थी।

रौबर्ट हूक (Robert Hooke) बोआएल का छात्र था। इसने दहन के सम्बन्ध के एक सिद्धान्त की घोषणा १६६५ ई० में की थी। इस सिद्धान्त की ओर लोगों का उस समय अधिक ध्यान नहीं खिंचा, पर उस समय और उसके बाद भी दहन की सच्ची व्याख्या करने के लिये जितने सिद्धान्त प्रतिपादित हुये थे उनमें यह सिद्धान्त वास्तविकता के सबसे सन्निकट था। वायु और शोरे से जो क्रियाएं होती हैं उनका सादृश्य भी उसने दिखलाया और अन्त में सिद्ध किया कि वायु के उस अवयव के द्वारा दहन होता है जो शोरे में संयुक्त है। हूक ने अपने प्रयोगों का सविस्तार वर्णन नहीं किया। जिस सिद्धान्त पर हूक पहुँचे थे प्रायः उसी सिद्धान्त पर मेयो (Mayow) १६६८ ई० में पहुंचे। मेयो ने दहन का कारण स्पिरिटस नाइट्रो-ऐरस (Spiritus-nitro-aerus), जिसे आज कल आक्सिजन कहते हैं, बतलाया। उसने स्पष्ट रूप से यह भी वर्णन किया है कि धातुओं को फूंकने से उनकी तौल की वृद्धि का कारण धातुओं का उपर्युक्त स्पिरिटस के साथ संयोग है। मेयो पहला व्यक्ति है जिसने गैसों को जल के ऊपर द्रोणी में इकट्ठा किया था। उसने यह भी दिखलाया कि दहन और प्राणियों के सांस लेने से वायु की मात्रा कम हो जाती है। इन दोनों क्रियाओं में शोरा-वायु का शोषण हो जाता है और वायु में एक निष्क्रिय गैस रह जाती है। इस प्रकार दहन और सांस लेने में एक ही प्रकार की क्रिया होती है इसे उसने सिद्ध किया। इस में कोई सन्देह नहीं कि मेयो ने वायु का विषमावयव होना पूर्ण रूप से सिद्ध किया किन्तु इस परिणाम को उसके समकालीन रसायनज्ञों ने स्वीकार नहीं किया।

अब तक जितने प्रयोग होते थे उनमें संयोजक पदार्थों और क्रियाफलों के भार का बिचार नहीं होता था। वस्तुतः पदार्थों के भार का हेर फेर उतना महत्व पूर्ण नहीं समझा जाता था। जौसेफ़ ब्लैक (Joseph Black,

१७२८–१७६६ ई०) ने अपने प्रयोगों में भार के परिवर्तन की ओर विशेष ध्यान दिया। उसने कार्बन डाइ-आक्साइड का आविष्कार किया और इसका नाम 'बद्ध वायु' रखा क्योंकि चूने पत्थर में चूने के साथ बंधी हुई यह गैस पाई गई। उसने दाहक और मृदु क्षार के भेद को भी ठीक ठीक समझाया और पदार्थों के गुप्त ताप का आविष्कार किया।

प्रीस्टले (Priestley, १७३३–१८०४ ई०) ने हाइड्रोजन, कार्बन मनाक्साइड, नाइट्रिक आक्साइड, नाइट्रस आक्साइड और आक्सिजन का आविष्कार किया। प्रीस्टले ने आक्सिजन को पारे के रक्त आक्साइड से प्राप्त किया था। उसीने पहले पहल पारे पर अमोनिया गैस, हाइड्रोक्लोरिक अम्ल गैस, सल्फ़ुरस अम्ल और सिलिकन टेट्रा-क्लोराइड को एकत्र किया था। पर अनेक यौगिकों के आविष्कारक होने और स्वयं आक्सिजन तैयार करने पर भी वह अन्त समय तक फ्लोजिस्टन् सिद्धान्त का ही अनुयायी रहा।

कवेण्डिश (Cavendish, १७३१—१८१० ई०) ने उतने यौगिकों का आविष्कार नहीं किया था जितने का प्रीस्टले ने किया था। जो कुछ अन्वेषण उसने किये वे अधिकतर और पूर्ण रूप से तौल के सम्बन्ध में थे उसने हाइड्रोजन का आविष्कार किया, जल का संगठन निकाला, अनेक गैसों का आपेक्षिक घनत्व मालूम किया, गैसों को शुष्क करने के लिये निरूदकारकों का प्रयोग किया और ताप और दबाव से गैसों के आयतन में जो परिवर्तन होते हैं उन्हें देखा।

शील (Scheele) ने स्वतन्त्र रूप से आक्सिजन, नाइट्रोजन, क्लोरीन और अनेक कार्बनिक पदार्थों का आविष्कार किया। बर्गमान (Bergmann, १७३५—१७८४ ई०) वैश्लेषिक रसायन का पथप्रदर्शक समझा जाता है।

फ्लोजिस्टन् काल। रौबर्ट बोआएल से लावासिये तक के समय में रसायनज्ञों का ध्यान प्रधानतः दहन में लगा हुआ था। इसी समय में दहन की व्याख्या करने के लिये फ्लोजिस्टन् सिद्धान्त का आविष्कार हुआ। फ्लोजिस्टन् सिद्धान्त के प्रवर्त्तक एक जर्मन डाक्टर स्टाल (Stall) थे

जिन्होंने अपने देश के बेकर के कुछ बिचारों को लेकर इस सिद्धान्त को चलाया था। इस सिद्धान्त के अनुसार जलनेवाली सारी वस्तुएं यौगिक समझी जाती थीं और प्रत्येक जलनेवाली वस्तुमें कोई ऐसा पदार्थ मिला हुआ समझा जाता था जो जलने के समय निकल जाता था। स्टाल ने जलने के समय इस निकालने वाले पदार्थ का नाम फ्लोजिस्टन् (Phlogiston) रखा। प्रत्येक जलनेवाले पदार्थ में फ्लोजिस्टन् विद्यमान समझा जाता जो जलने के समय निकल जाता था। खुली वायु में गरम होने से लोहा जिस कपिल वर्ण के मोरचे में बदल जाता है उसे लोहे का कैल्क्स (Calx) कहा करते थे। इस कैल्क्स को फिर धातु में परिणत करने के लिये किसी दहनशील पदार्थ के सम्पर्क में गरम करने की आवश्यकता होती थी। पत्थर का कोयला, लकड़ी का कोयला, चीनी, आटा ऐसे पदार्थ थे जिनके साथ गरम करने से इन पदार्थों का फ्लोजिस्टन् कैल्क्स को प्राप्त होता था जिससे यह कैल्क्स फिर लौह धातु में बदल जाता था। बन्द वायु में पदार्थ जलते नहीं हैं। इस बात की व्याख्या फ्लोजिस्टन् सिद्धान्त से यह होती थी कि बन्द वायु में फ्लोजिस्टन् के निकलने के लिये स्थान नहीं रहता। पीछे जब मालूम हुआ कि जलने से पदार्थों की तौल घटने के बदले बढ़ जाती है तब यह बात निकली कि फ्लोजिस्टन् की तौल ऋण होती है अर्थात् पृथ्वी से आकर्षित होने के स्थान में यह पृथ्वी से दूर हटाया जाता है।

यद्यपि जलने के सम्बन्ध में उस समय जितने सिद्धान्त प्रचलित थे उन में यह सिद्धान्त अवश्य ही उन्नत था किन्तु इसमें कोई सचाई नहीं थी। आक्सिजन के आविष्कार के बाद शीघ्र ही लावासिये ने सिद्ध किया कि पारे को पर्याप्त समय तक बन्द वायु में गरम करने से पारे के ऊपर लाल तह पड़ जाती है। और इस क्रिया में वायु का पांचवां आयतन लुप्त हो जाता है। इस प्रकार जो लाल तह बनती है उसे पृथक् कर गरम करने से आक्सिजन गैस निकलती है जिसका आयतन वायु के आयतन का प्रायः पांचवां भाग होता है।

इस और इसी प्रकार के अन्य प्रयोगों से लावासिये ने सिद्ध किया

कि धातुओं के कैल्क्स बनने में और जलने में फ्लोजिस्टन् के ऐसा कोई पदार्थ निकलता नहीं वरन् जलनेवाला पदार्थ वायु के एक अवयव के साथ संयुक्त होता है । १७७४ ई० में लावासिये ने निम्न लिखित बातें प्रकाशित कीं ।

(१) शुद्ध वायु में ही वस्तुएं जलती हैं ।

(२) जलने में वायु का व्यय होता है और दहनशील पदार्थ तौल में जितना बढ़ता है उतनी वायु तौल में कम हो जाती है ।

(३) दहनशील पदार्थ जलने से साधारणतः अम्लों में परिणत हो जाते हैं किन्तु धातुओं से केवल कैल्क्स बनते हैं ।

इस प्रकार लावासिये के प्रयोगों से फ्लोजिस्टन् सिद्धान्त का अन्त हुआ और दहन का ठीक ठीक ज्ञान लोगों को प्राप्त हुआ ।

लावासिये का काल । लावासिये १७४३–१७९४ ई० में हुआ था । इसी के काल में वास्तविक रसायन का अध्ययन आरम्भ हुआ । इस ने स्वयं आक्सिजन के सिवा किसी नए द्रव्य या किसी नये गुण का आविष्कार नहीं किया किन्तु अनेक घटनाओं की जो उस समय तक ज्ञात थी ठीक ठीक व्याख्या की और रसायन के अध्ययन में नये रंग-ढंग का सूत्रपात किया । लावासिये ने एक पुस्तक भी लिखी है जिसमें उसने अपने विचारों का समावेश किया है । लावासिये के काल में अनेक अच्छे रसायनज्ञ हुये जिन्होंने अनेक सिद्धान्तों और नियमों का प्रतिपादन किया । इसी काल में

(१) दहन और आक्सीकरण की ठीक ठीक व्याख्या लावासिये के द्वारा हुई ।

(२) रिक्टर और फ़िशर (Richter, Fischer) ने अम्ल और क्षारों के निराकरण के सम्बन्ध में परिमाण सम्बन्धी विश्लेषण किये ।

(३) डाल्टन ने परमाणु सिद्धान्त को प्रतिपादित किया ।

(४) गेलूसक ने १८०५ ई० में गैसीय पदार्थों के संयोजन का नियम, जिसे गेलूसक का नियम कहते हैं, निकाला ।

(५) आवोगाड्रो ने १८११ ई० में अपने अनुमान का प्रतिपादन किया

और अणुभार और वाष्प के घनत्व के सम्बन्ध को स्थापित किया।

(६) मिटशरले ने १८१९ ई० में समरूपता का नियम प्रतिपादित किया।

(७) डूलंग और पेटिट ने १८१९ ई० में विशिष्ट ताप सम्बन्धी नियम निकाला।

(८) 'स्थायी अनुपात के नियम', 'जड़ पदार्थों की अक्षरता के नियम' और रसायन में तुला के प्रयोग की पूर्ण स्वीकृति हुई।

आधुनिक रसायन। १८०० ई० से रसायन का उन्नति बहुत शीघ्रता से हुई है। इस समय से रसायन की उन्नति इतनी अधिक हुई है कि यह चुनना बहुत कठिन है कि कौन अन्वेषण अधिक महत्व के हैं और कौन नहीं।

इसी समय में डेवी (Davy) ने अलकली धातुओं का आविष्कार किया। फैरेडे (Faraday) ने विद्युत रसायन की नीव डाली। रासायनिक सूत्रों और संकेतों का जैसा व्यवहार आज कल होता है वैसा पहले-पहल बरज़ीलियस (Berzilius) ने किया। ऐरीनियस (Arrhenius), औस्टवल्ड (Ostwald) और नर्न्स्ट (Nernst) ने भौतिक रसायन की नींव डाली और उसकी उन्नति की। इस काल में कार्बनिक रसायन की भी बहुत उन्नति हुई है। वोलर (Wolher) ने कृत्रिम रीति से यूरिया तैयार करके उस धारणा का अन्त कर डाला जिसके अनुसार कार्बनिक यौगिकों के तैयार करने में किसी विशेष प्राण शक्ति की आवश्यकता समझी जाती थी। फ्रांकलैण्ड (Frankland) ने बन्धकता के विचार को निकाल कर पुष्ट किया। मेन्डेलिएफ़ (Mendelief) ने तत्वों के आवर्त्त नियम (Periodic Law) का स्पष्ट रूप से प्रतिपादन किया। स्टास ने अनेक तत्वों के परमाणु भार को अधिक यथार्थता से निकाला। कार्बनिक रसायन में अनेक लोगों ने, लीबिग (Liebig) केक्यूले (Kekule), बाएर (Baeyer) पास्तर (Pasteur), वान्ट हौफ़ (vant Hoff), फिशर (Fischer) इत्यादि ने, आशातीत उन्नति की।

आधुनिक समय में रदरफ़ोर्ड (Rutherford), टॉमसन (Thomson), बोर (Bohr) और लिविस (Lewis) के परमाणु के संगठन पर बहुत महत्व पूर्ण अन्वेषण हुये हैं । मैडेम कुरी (Mme. Curie) के रेडियम के आविष्कार पर, सौडी (Soddy) का रेडियमधर्मिता पर, ब्रैग (Bragg) का मणिभ की बनावट पर, आस्टन (Aston) का समस्थानीय पर बहुत उच्च कोटि के अनुसन्धान हुये हैं। इस समय में अनेक महत्वपूर्ण कार्बनिक द्रव्यों, जैसे नील, कपूर, यूक्रीनीन, यूकेन इत्यादि कृत्रिम रंगों, सुगन्धित द्रव्यों और औषधों का, कृत्रिम रीति से, निर्माण भी हुआ है। अनेक प्राकृतिक रंगों के स्थान में अब कृत्रिम रंगों का व्यवहार होता है । सुन्दर से सुन्दर आभा इन रंगों से प्राप्त हो सकती है । पुष्पों की गंधों की नकल कर ली गई है और सूक्ष्म से सूक्ष्म गंध उन से प्राप्त हो सकती है। कटु और दुर्गंधवाली औषधों के स्थान में स्वादहीन या सुस्वादु तथा गंधहीन औषधों का आविष्कार हुआ है।

परिच्छेद २

विषयप्रवेश

रासायनिक और भौतिक परिवर्तन। हम लोग अपने चारों ओर नाना प्रकार के पदार्थों को देखते हैं। इन भिन्न भिन्न पदार्थों का एक सामान्य नाम 'जड़ पदार्थ' है। जड़ पदार्थ उसे कहते हैं जिसमें भार हो और जो आकाश में स्थित हो वा जो कोई न कोई स्थान ग्रहण किये हो। क़लम, दावात, काग़ज़, पेन्सिल, बेंच, कुर्सी, और वायु ये जड़ पदार्थ हैं। ताप और विद्युत जड़ पदार्थ नहीं हैं क्योंकि इनमें न तो कोई तौल होती और न ये स्वयं कोई स्थान ही ग्रहण करते हैं।

जड़ पदार्थों में अनेक प्रकार के परिवर्तन हो सकते हैं। वैज्ञानिकों ने इन परिवर्तनों का दो वर्गों में वर्गीकरण किया है। एक को रासायनिक परिवर्तन कहते हैं और दूसरे को भौतिक। सब से पहिले इन रासायनिक और भौतिक परिवर्तनों के भेद को जान लेना आवश्यक है।

एक लोहे की सूई को लें जिसमें लोहे के आकर्षण की क्षमता नहीं है। इसे एक चुम्बक पर रगड़ें। अब इस सूई को लोहे के रेतन के निकट ले जायं, देखेंगे कि इस सूई से लोहे का रेतन आकर्षित हो उसमें चिपक जाता है। चुम्बक पर रगड़ने से इस लोहे की सूई में कुछ परिवर्तन अवश्य हुआ है जिससे इसमें चुम्बक का गुण आ गया है। एक दूसरी लोहे की सूई को कुछ देर तक गरम करें, देखेंगे कि इस सूई में मोरचा लग जाता है। इसकी चमक में और इसके अन्य गुणों में परिवर्तन हो जाता है। देर तक गरम करने से इसके ऊपर एक कपिल वर्ण की सरलता से टूटने वाली तह बन जाती है जो लोहे से बिलकुल भिन्न होती है।

यदि प्लाटिनम के एक तार को बुंसेन ज्वालक की ज्वाला में गरम करते हैं तो कुछ देर में यह गरम हो जाता है और तब उससे पहिले रक्त तब पीत अन्त में श्वेत प्रकाश निकलता है। अब इस तार को यदि ज्वाला से हटा लें तो

यह पूर्ववत् ज्यों का त्यों हो जाता है और इस में कोई विकार नहीं देख पड़ता। अब एक मैगनीसियम के रिबन को बुंसेन ज्वालक की ज्वाला में डालते हैं तो यह शीघ्र ही तीव्र चकाचौंध पैदा करने वाले श्वेत प्रकाश के साथ जलने लगता है और रिबन के स्थान में श्वेत भस्म रह जाता है।

बरफ़ के एक टुकड़े को धीरे धीरे गरम करें तो वह कठोर भंगुर घन बरफ़ से चञ्चल पारदर्शक द्रव–जल–में बदल जाता है। यदि अण्डे की सफ़ेदी को गरम करें तो पारदर्शक वर्ण रहित द्रव से अपारदर्शक श्वेत घन में यह परिणत हो जाती है।

उपर्युक्त प्रयोगों में लोहे की सूई को चुम्बक पर रगड़ने से, प्लाटिनम को बुंसेन ज्वालक में गरम करने से और बरफ़ को पिघलाने से केवल भौतिक परिवर्तन होता है। पर लोहे की सूई को गरम करने से, मैगनीसियम रिबन को जलाने से और अण्डे की सफ़ेदी को गरम करने से भौतिक परिवर्तन के साथ साथ रासायनिक परिवर्तन भी होता है। वस्तुतः प्रत्येक रासायनिक परिवर्तन के साथ साथ कुछ न कुछ भौतिक परिवर्तन भी अवश्य होता है। साधारणतः भौतिक परिवर्तन के द्वारा ही रासायनिक परिवर्तन होने का ज्ञान प्राप्त होता है। किन्तु कुछ विशेष बातों में रासायनिक परिवर्तन से शुद्ध भौतिक परिवर्तन भिन्न होता है।

शुद्ध भौतिक परिवर्तन में पदार्थों की प्रकृति में कोई विकार नहीं होता। चुम्बकत्व के आने से लोहे की सूई में एक गुण अवश्य आ जाता है किन्तु ज्यों ही यह गुण दूर हो जाता है उसका रंग, चमक, घनत्व और घनवर्धनीयता इत्यादि गुण पूर्ववत् ज्यों के त्यों हो जाते हैं। बुंसेन ज्वालक की ज्वाला से बाहर निकालने पर प्लाटिनम के तार के गुण में कोई भेद नहीं होता। बरफ़ के गल जाने पर जल बनने से बरफ़ और जल की प्रकृति में कोई अन्तर नहीं पड़ता क्योंकि ठंढा करने पर यह जल फिर उसी बरफ़ में परिणत किया जा सकता है। इस प्रकार बरफ़ वा जल वा जल-वाष्प का होना आस पास की भौतिक अवस्था पर निर्भर करता है। हम लोग भली भांति जानते हैं कि साधारणतः तापक्रम के परिवर्तन से ही जल की ये तीन अवस्थायें होती

रहती हैं। केवल दबाव से भी बरफ़ जल में परिणत किया जा सकता है। बरफ़ पर नमक छिड़कने से भी बरफ़ गलता है।

इस प्रकार जड़ पदार्थ बिना प्रकृति वा मात्रा को बदले आकार को बदल सकता है (यह छोटा हो सकता है वा बड़ा हो सकता है), अवस्था (घन, द्रव और गैसीय) को बदल सकता है, गुण (चूर्ण, मणिभीय घन) को बदल सकता है। यह कम या अधिक भंगुर, कम या अधिक सान्द्र, और कम या अधिक घना हो सकता है। जड़ पदार्थ के इस प्रकार के अस्थायी विकारों वा अस्थायी परिवर्तनों को **भौतिक परिवर्तन** कहते हैं।

लोहे की सूई को गरम करने, मैगनीसियम के रिबन को जलाने, और अण्डे की सफ़ेदी को गरम करने से इन पदार्थों की प्रकृति में परिवर्तन होता है और इससे उनके भौतिक गुण भी बहुत कुछ बदल जाते हैं। ऐसे परिवर्तन में पदार्थों की मात्रा में भी अन्तर पड़ सकता है। ऐसे परिवर्तनों को **रासायनिक परिवर्तन** कहते हैं। पदार्थों के बीच एक बार रासायनिक परिवर्तन हो जाने पर उन्हें सरलता से फिर पूर्व पदार्थों में बदल नहीं सकते। कुछ दशाओं में तो किसी यत्न से भी वे पूर्वावस्था में परिणत नहीं किये जा सकते। अण्डे की सफ़ेदी को गरम कर घन बनाने पर यह घन किसी भी यत्न से फिर पहले के द्रव में नहीं बदला जा सकता। रासायनिक परिवर्तन होने पर गुणों में जो विकार वा अन्तर उत्पन्न होता है ऐसे गुणों को उस पदार्थ का रासायनिक गुण कहते हैं।

जिस विज्ञान के द्वारा शुद्ध भौतिक परिवर्तन का अध्ययन होता है उसे भौतिक विज्ञान कहते हैं और जिस विज्ञान के द्वारा रासायनिक परिवर्तन का अध्ययन होता है उसे रसायन कहते हैं। वस्तुतः विज्ञान के इन दोनों विभागों का—भौतिक विज्ञान और रसायन का—सम्बन्ध परस्पर इतना घनिष्ट है और वे एक दूसरे पर इतने अवलम्बित हैं कि इन दोनों के बीच कोई वास्तविक भेद या सीमाबन्धन नहीं है तो भी सुभीते के लिये दोनों अलग अलग अध्ययन किये जाते हैं। यहाँ यह स्मरण रखना चाहिये कि एक का अच्छा ज्ञान प्राप्त करने के लिये दूसरे का जानना आवश्यक ही नहीं वरन् अनिवार्य्य है।

रासायनिक परिवर्तन की विशेषताएं—दो या दो से अधिक पदार्थों के बीच जब रासायनिक परिवर्तन होता है तब ऐसा भी कहते हैं कि इन पदार्थों के बीच रासायनिक संयोग वा रासायनिक क्रिया हुई। इस क्रिया से जो पदार्थ बनते हैं उन्हें क्रिया-फल कहते हैं। क्रिया-फलों के गुण संयोजक पदार्थों के गुणों से भिन्न होते हैं।

३२ ग्राम गन्धक के बारीक चूर्ण और ५६ ग्राम लोहे के चूर्ण को एक खरल में खूब मिश्रित करो। इस कार्य में कोई तापीय परिवर्तन नहीं देख पड़ता। खरल के सारे पदार्थ के गुण सर्वत्र एकसा नहीं होते। सूक्ष्मदर्शक लेंस के द्वारा लोहे का भुरा रंग और गन्धक का पीला रंग सरलता से देख पड़ता है। इस मिश्रण में दोनों के गुण विद्यमान देख पड़ते हैं और इन गुणों के द्वारा वे सरलता से पृथक् किये जा सकते हैं। गन्धक का घनत्व प्राय २ है और लोहे का ७·८। अतः किसी उदासीन द्रव के द्वारा विभिन्न घनत्व के कारण गन्धक और लोहे सरलता से पृथक् किये जा सकते हैं। लोहे का चूर्ण ऐसे द्रव में बरतन के पेंदे में शीघ्रता से बैठ जाता है और गन्धक का चूर्ण उतनी शीघ्रता से पेंदे में नहीं बैठता। इस प्रकार दोनों को पृथक् पृथक् करके जलाने से सहज ही जान सकते हैं कि कौन अंश गन्धक का है और कौन अंश लोहे का, क्योंकि गन्धक नीली ज्वाला के साथ जलता है और इस से एक प्रकार की गैस निकलती है जिसकी गन्ध एक विशेष प्रकार की कुछ अरुचिकर होती है। चुम्बक के निकट ले जाने से लोहे का चूर्ण चुम्बक के चारों ओर आकर्षित हो उस में चिपक जाता है। इस कारण लोहे और गन्धक के मिश्रण से चुम्बक द्वारा भी लोहे का चूर्ण सरलता से पृथक् किया जा सकता है। दाहक सोडा वा कार्बन बाइसल्फ़ाइड में घुला कर भी गन्धक को लोहे से अलग कर सकते हैं। इस प्रकार मिश्रण के भिन्न भिन्न भागों वा अवयवों में भिन्न भिन्न गुण वर्तमान रहते हैं। जिन पदार्थों के भिन्न भिन्न भागों से इस प्रकार भिन्न भिन्न गुण वर्तमान रहता है ऐसे पदार्थों को 'विषमावयव' कहते हैं और यह गुण 'विषमावयवता' के नाम से पुकारा जाता है। इस के विपरीत केवल गन्धक वा केवल लोहे के चूर्ण में इस प्रकार के भिन्न भिन्न गुण विद्यमान नहीं

रहते हैं। ऐसे सामान गुण वाले पदार्थों को 'समावयव' कहते हैं और यह गुण 'समावयवता' के नाम से पुकारा जाता है। साधारणतः मिश्रण विषमावयव होते हैं। जो पदार्थ समावयव होते हैं अर्थात् जिनके प्रत्येक भाग में एक ही प्रकार का गुण वर्तमान रहता है ऐसे पदार्थों को या तो 'तत्त्व' या 'यौगिक' कहते हैं। भिन्न भिन्न गैसों के मिश्रण और घनों और द्रवों के विलयन भी समावयव पदार्थों में ही सम्मिलित हैं।

गन्धक और लोहे के उपरोक्त मिश्रण का कुछ अंश—प्राय २० ग्राम—परीक्षानलिका में रखकर गरम करो। रक्ततप्त हो जाने पर ज्वालक से उसे हटा लो। देखोगे कि ज्वालक हटा लेने पर भी कुछ समय तक यह रक्ततप्त रहता है और उस से गरमी निकलती रहती है। ठंढे होने पर इसे अब तौलो। इसकी तौल में कोई अन्तर नहीं होगा। क्रिया-फल का रंग काँसे सा हो जाता है और इसके सभी भाग का रंग एकसा ही होता है। अब सूक्ष्मदर्शक लेंस के द्वारा देखने से लोहे और गन्धक के चूर्ण अलग अलग नहीं दिखाई पड़ेंगे। इसका घनत्व गन्धक और लोहे दोनों के घनत्व से भिन्न पाया जायेगा। अब चुम्बक के द्वारा इस में का लोहा पृथक् नहीं किया जा सकता। इन विभिन्नताओं से साफ़ मालूम होता है कि लोहे और गन्धक के बीच रासायनिक क्रिया हुई है। इस क्रिया-फल को नमक के अम्ल में डालने से इस से एक ज्वलनशील गैस निकलती है जिसकी गन्ध एक विशेष प्रकार की बहुत अरुचिकर होती है। गन्धक पर नमक के अम्ल की क्रिया से कोई गैस नहीं बनती और लोहे पर नमक के अम्ल की क्रिया से एक गैस बनती तो अवश्य है किन्तु उस में कोई गन्ध नहीं होती। इस क्रिया-फल को आयर्न सल्फ़ाइड कहते हैं। यह लोहे और गन्धक से बिलकुल भिन्न नया पदार्थ है और इसमें इसके संयोजक अवयवों के गुणों का बिलकुल अभाव है।

जब रासायनिक क्रिया से वस्तुएँ बदल कर भिन्न भिन्न नई वस्तुओं के रूप में आ जाती हैं, तब उन नई बनी वस्तुओं के गुणों में परिवर्तन होता है। इस परिवर्तन के साथ साथ शक्ति के परिमाण में भी अवश्य परिवर्तन होता है। क्रिया के पहले यह शक्ति 'रासायनिक शक्ति' के रूप में विद्यमान रहती है

किन्तु रासायनिक परिवर्तन के समय इस रासायनिक शक्ति का कुछ अंश शक्ति के दूसरे रूपों में—ताप और प्रकाश शक्ति के रूप में—बदल जाता है जिससे वस्तुओं की रासायनिक शक्ति में भी परिवर्तन हो जाता है। रासायनिक परिवर्तन में संयोजक पदार्थों की रासायनिक शक्ति का उलट पलट होना रासायनिक परिवर्तन का एक आवश्यकीय लक्षण है। अनेक दशाओं में इस परिवर्तन में गरमी बाहर निकलती है। ऐसी क्रियाओं को तापक्षेपक क्रियाएँ कहते हैं। कुछ दशाओं में गर्मी बाहर से खिंच कर रासायनिक शक्ति में परिणत होती है। ऐसी क्रियाओं को ताप-शोषक क्रियाएँ कहते हैं।

सारे गुणों का यह परिवर्तन शक्ति-परिवर्तन ही पर अवलम्बित है। गुणों का यह परिवर्तन रासायनिक परिवर्तन की दूसरी विशेषता हुई। इस परिवर्तन में पदार्थों की तौल में कोई भेद नहीं होता। रासायनिक क्रिया के पूर्व के पदार्थों और बाद के क्रिया-फलों की तौल ज्यों की त्यों रहती है। यह नियम 'जड़ पदार्थ के अक्षरत्व' के नाम से पुकारा जाता है। रासायनिक क्रियाओं में पदार्थों की सृष्टि वा उन का विनाश नहीं होता अतः उनकी तौल में कोई अन्तर नहीं पड़ता। अनेक प्रयोगों के द्वारा हम उपरोक्त सिद्धान्त पर पहुंचे हैं अतः यह नियम प्रयोग-सिद्ध नियम है।

उपर्युक्त प्रयोग में मिश्रण बनाने के लिये गन्धक और लोहे की निष्पति ३२ : ५६ वा ४ : ७ थी। यहाँ यदि कुछ अधिक गन्धक वा अधिक लोहा मिला दें तब भी मिश्रण में कोई विशेष अन्तर नहीं देख पड़ता। इन दोनों का मिश्रण बन जाता है किन्तु जब इन दोनों के बीच रासायनिक क्रिया होती है तब गन्धक वा लोहे की मात्रा अधिक होने से रासायनिक परिवर्तन के बाद गन्धक वा लोहे का अधिक अंश बच जाता है। क्रिया-फल को जलाने से यदि गन्धक का अंश अधिक हुआ तो यह जलने लगता है जिस से मालूम हो जाता है कि कुछ गन्धक बच गया है। इसके चूर्ण को चुम्बक के निकट ले जाने से यदि लोहे का अंश अधिक हुआ तो इसका कुछ अंश चुम्बक में चिपक जाता है जिससे मालूम हो जाता है कि कुछ लोहा बच गया है। इससे स्पष्ट विदित होता है कि रासायनिक क्रियाएँ किसी एक विशेष निष्पत्ति में ही पदार्थों के

बीच होती हैं। इस नियम को 'स्थिर अनुपात का नियम' वा 'निश्चित अनुपात का नियम' वा 'परिमित अनुपात का नियम' कहते हैं।

रासायनिक यौगिक और रासायनिक तत्व। ऊपर के प्रयोगों में लोहे और गन्धक को एक नियत अनुपात में गरम करने से एक नया पदार्थ बनता है। इस क्रिया को 'संश्लेषण' वा 'संयोग' कहते हैं। इस क्रिया की विशेषता यह है कि अधिक पदार्थों से कम पदार्थ बनता है। इसके विपरीत जिस क्रिया से एक पदार्थ एक से अधिक पदार्थों में बदल जाता है उस क्रिया को 'विश्लेषण' वा विच्छेदन' कहते हैं। चीनी को स्पैचुला में रखकर गरम करने से ऐसी ही क्रिया होती है। यदि किसी परीक्षानालिका में २ ग्राम मरक्यूरिक आक्साइड रखकर गरम करें तो देखते हैं कि परीक्षा-नलिका के ठंढे भाग पर पारे की बूंदे इकट्ठी हो जाती हैं और वह नलिका एक प्रकार की वर्ण रहित गैस से जिसे आक्सिजन कहते हैं भर जाती है। इस नलिका में जलती कमची के ले जाने से वह तीव्र प्रकाश से ज्वलित हो जाती है। एक दूसरे पीले रंग के लवण को जिसे प्लाटिनम क्लोराइड कहते हैं एक परीक्षा-नलिका में गरम करें तो परीक्षा-नलिका में कुछ पदार्थ रह जाता है जिसे प्लाटिनम कहते हैं और उस से एक विशेष प्रकार की गन्धवाली हरे पीले रंग की गैस निकलती है जिस में लिटमस काग़ज़ को वर्ण रहित करने का गुण वर्तमान है। इस गैस को क्लोरीन कहते हैं।

उपर्युक्त प्रयोगों से मालूम होता है कि एक पदार्थ दो या दो से अधिक पदार्थों में विच्छेदित हो सकता है। साधारणतः यह विच्छेदन ताप, विद्युत, प्रकाश वा अन्य किसी शक्ति की सहायता से होता है, किन्तु इस विश्लेषण वा विच्छेदन की एक सीमा है। उस सीमा पर पहुंच जाने से किसी भी यत्न से कोई पदार्थ फिर दूसरे पदार्थों में विच्छेदित नहीं हो सकता। ऐसे पदार्थों को जिनसे फिर किसी यत्न से रासायनिक दृष्टि से दो वा दो से अधिक पदार्थों में विच्छेदित नहीं कर सकते 'तत्त्व' कहते हैं। रासायनिक दृष्टि से कहने का एक विशेष तात्पर्य्य है। यह आगे स्पष्ट हो जायगा। दो या दो से अधिक तत्त्व मिलकर जो पदार्थ बनते हैं उन्हें 'यौगिक' कहते हैं। अतः यौगिक तत्त्वों में

विच्छेदित हो सकते हैं। रक्त मरक्युरिक आक्साइड और कपिल प्लाटिनम लवण यौगिक हैं। अब तक ९१ तत्वों का पता लगा है। इनमें प्रायः १५ सबसे अधिक महत्त्व के हैं क्योंकि वे हर स्थान पर पाये जाते और प्राणियों के काम आते हैं। इन ९१ में कुछ तो विरले विरले स्थान में ही बहुत थोड़ी थोड़ी मात्रा में पाये जाते हैं। साधारणतः ३० तत्त्व ऐसे हैं जो हर स्थान पर प्राप्त हो सकते हैं और मनुष्य के काम आते हैं।

रासायनिक तत्त्वों के दो विभाग हैं। एक को 'धातु' कहते हैं। लोहा, पारा, प्लाटिनम और स्वर्ण इसके उदाहरण हैं। दूसरे को 'अधातु' कहते हैं। आक्सिजन, क्लोरीन, गन्धक और कार्बन अधातु के उदाहरण हैं। धातुओं की विशेषताएँ ये हैं :—

१—साधारण तापक्रम पर धातुएँ (पारे के सिवा) घन होती हैं।

२—इन में एक प्रकार की चमक होती है जिसे 'धातुकद्युति' कहते हैं। तुरन्त कटी हुई तहों पर यह चमक अधिक तेज़ होती है।

३—इनका घनत्व अधिक होता है। इसलिये ये साधारणतः भारी होती हैं।

४—हथौड़े से पीटने पर ये पत्तरों या तारों में पिट जाती हैं, अतः इनमें घनवर्धनीयता और तन्यता का गुण विद्यमान रहता है।

५—ये अपारदर्शक होती हैं। प्रकाश इनमें आर पार नहीं आ जा सकता।

६—ये ताप और विद्युत के सुचालक होती हैं।

७—ये बहुत उच्च तापक्रम पर ही भाप बनकर उड़ती हैं।

इसके प्रतिकूल जिनमें निम्न गुण होते हैं उन्हें अधातु कहते हैं।

१—साधारण तापक्रम पर ये गैसीय, द्रव वा घन होती हैं।

२—इनमें प्रकाश परावर्त्तन करने की क्षमता नहीं होती। इससे इनमें साधारणतः कोई विशेष चमक नहीं होती।

३—यदि ये घन हैं तो शीघ्र ही टूट जाने वाली (भंगुर) होती हैं।

४—इनका घनत्व साधारणतः कम होता है अतः ये धातु से हल्की होती हैं।

५—ये ताप और विद्युत का अचालक वा कुचालक होती हैं।

६—जो साधारण तापक्रम पर गैसीय नहीं हैं वे (कार्बन, सिलिकन और

बोरन को छोड़ कर) कम तापक्रम पर ही गैसीय अवस्था में परिणत हो जाती हैं।

इन भौतिक गुणों के सिवा रासायनिक गुणों में भी धातुएँ और अधातुएँ भिन्न होती हैं। ये विभिन्नताएं जैसे जैसे आगे अध्ययन करेंगे वैसे वैसे मालूम होती जायँगी। तत्त्वों का यह विभाग भी प्राकृतिक पदार्थों के अधिकांश विभागों के सदृश कृत्रिम है और वस्तुतः एक विभाग से दूसरे विभाग में कोई वास्तविक भेद नहीं देख पड़ता। स्वर्ण और प्लाटिनम धातु हैं किन्तु उन्हें काले रूप में भी प्राप्त कर सकते हैं जिन में धातुकद्युति बिलकुल नहीं होती। कार्बन अधातु है किन्तु यह हीरा और ग्रेफाइट के रूप में भी प्राप्त होता है जिन में धातुओं के सदृश द्युति होती है। सोडियम और पोटासियम सरीखी धातुएँ इतनी हल्की होती हैं कि ये पानी पर तैरती हैं। मैगनीसियम और अलुमिनियम धातुओं का घनत्व क्रमशः १.७५ और २.६ होती है। दूसरी ओर हीरे का घनत्व ३.५ है। ग्रेफ़ाइट के रूप में कार्बन अधातु होने पर भी विद्युत का सुचालक होता है। कार्बन, सिलिकन और बोरन अधातुओं को भाप में बदलना धातुओं की अपेक्षा कहीं अधिक कठिन है। इसके सिवा आर्सेनिक और अन्टीमनी सरीखे कुछ तत्त्व ऐसे हैं जिनके कुछ गुण तो धातु के हैं और कुछ अधातु के। आर्सेनिक और अन्टीमनी में धातुकद्युति होती है और ये ताप और विद्युत के सुचालक होते हैं परन्तु रासायनिक गुणों में ये अधातु के ऐसे होते हैं। ऐसे तत्त्वों को 'उपधातु' कहते हैं। हाइड्रोजन एक दूसरा तत्त्व है जिसे धातु वा अधातु में ठीक ठीक वर्गीकरण करना कुछ कठिन होता है, क्योंकि इसके भौतिक गुण तो अधातु के ऐसे होते हैं किन्तु लवणों में यह धातु का स्थान ग्रहण करता है। इससे कुछ लोगों ने इसे भी 'उपधातु' में वर्गीकरण किया है।

रासायनिक प्रीति। जितने पदार्थ हम लोग देखते हैं वे या तो रासायनिक तत्त्व हैं वा रासायनिक यौगिक वा इनके मिश्रण। यद्यपि योगिकों की संख्या बहुत बड़ी है और वे भिन्न भिन्न प्रकार के होते हैं किन्तु उनमें अधिकांश केवल दो या तीन तत्त्वों के ही बने होते हैं। ऐसे यौगिकों की

संख्या अपेक्षाकृत कम है जो चार वा चार से अधिक तत्त्वों से बने हैं। किसी विशिष्ट यौगिक में सदा एक ही प्रकार के तत्त्व किसी एक नियत अनुपात में ही विद्यमान रहते हैं। प्लाटिनम, स्वर्ण, नाइट्रोजन और आक्सिजन इत्यादि कुछ तत्त्व साधारणतः मुक्तावस्था में पाये जाते हैं। अधिकांश तत्व यौगिकों से रासायनिक क्रियाओं के द्वारा प्राप्त होते हैं। यद्यपि सिद्धान्त रूप में एक तत्त्व दूसरे तत्त्व में परिणत हो सकता है किन्तु अब तक तीन चार ही ऐसे तत्त्व हैं जो निश्चित रूप से इस प्रकार परिणत किये गये हैं। यह विधि साधारणतः तत्त्वों के प्राप्त करने के लिये प्रयुक्त नहीं हो सकती।

तत्त्वों के बीच रासायनिक क्रिया के कारण को रासायनिक प्रीति कहते हैं। कुछ तत्त्वों के बीच रासायनिक प्रीति बहुत प्रबल होती है। ऐसे तत्त्वों को एक दूसरे के संसर्ग में लाने से ही रासायनिक क्रिया का आरम्भ हो जाता है। फ़ास्फ़रस और आक्सिजन, सोडियम और क्लोरीन के बीच रासायनिक प्रीति इतनी प्रबल है कि फ़ास्फ़रस को वायु में रखने से ही वह सप्रकाश जलने लगता है। इसके अतिरिक्त कुछ तत्त्वों में रासायनिक प्रीति इतनी प्रबल नहीं होती। ऐसे तत्त्वों के बीच रासायनिक क्रिया-सञ्चालन के लिये किसी वाह्य साधन की आवश्यकता होती है। कुछ क्रियाएँ केवल सूर्य्य-प्रकाश की उपस्थिति में सञ्चालित होती हैं। हाइड्रोजन और क्लोरीन गैस अंधेरे में संयुक्त नहीं होती, किन्तु सूर्य्य-प्रकाश में बड़ी शीघ्रता से कभी कभी तीव्र विस्फोटन के साथ संयुक्त होती हैं। अधिकांश क्रियाओं के लिये गरम करने की आवश्यकता होती है। लोहा गन्धक के साथ ठंढे में संयुक्त नहीं होता किन्तु गरम करने से संयुक्त हो जाता है। कोई कोई क्रियाएँ विद्युत-स्फुलिंग की सहायता से होती हैं। जल में विद्युत सञ्चालित करने से यह शीघ्र ही हाइड्रोजन और आक्सिजन में विच्छेदित हो जाता है। हाइड्रोजन और आक्सिजन केवल स्पर्श से साधारण अवस्था में संयुक्त नहीं होते किन्तु विद्युत-स्फुलिंग से वे शीघ्र ही बड़ी चमक के साथ संयुक्त हो जाते हैं। अधिकांश क्रियाएँ जल की उपस्थिति में ही होती हैं। बेकर ने जो प्रयोग अब तक किये हैं उनसे यह पूर्ण रूप से प्रमाणित होता है कि अधिकांश क्रियाएँ पूर्ण रूप से शुष्क पदार्थों के बीच सञ्चालित नहीं हो

सकतीं। पूर्ण रूप से शुष्क हाइड्रोजन और आक्सिजन के बीच विद्युत-स्फुलिंग के द्वारा भी रासायनिक संयोग नहीं होता। बिलकुल शुष्क हाइड्रोजन और क्लोरीन सूर्य्य-प्रकाश में अनेक समय तक रहने पर भी संयुक्त नहीं होता। सोडियम बिलकुल सूखे क्लोरीन में गरम करने पर भी नहीं जलता।

जब तत्त्वों के बीच रासायनिक प्रीति नहीं होती तब वे परस्पर संयुक्त नहीं होते क्योंकि इन दोनों के बीच रासायनिक प्रीति नहीं है। आर्गन और हीलियम सदृश गैसें किसी भी तत्त्व से संयुक्त नहीं होतीं क्योंकि इन गैसों में किसी भी तत्त्व के लिये रासायनिक प्रीति नहीं है।

रासायनिक प्रीति का क्या कारण है यह ठीक ठीक मालूम नहीं। रासायनिक क्रिया-सञ्चालन के लिये पदार्थों को एक दूसरे के घनिष्ट सम्बन्ध में लाना आवश्यक है। यदि पदार्थ द्रव है वा गैसीय है तो एक दूसरे में डालने और हिलाने से ही वे एक दूसरे के संसर्ग में आजाते हैं। यदि घन हैं तब या तो उन्हें चूर्ण करने की आवश्यकता होती है अथवा उन्हें किसी द्रव में घुलाकर तब एक दूसरे के संसर्ग में लाते हैं।

तत्त्व का संगठनः डाल्टन का परमाणु-सिद्धान्त। तत्त्व कैसे बने हैं इसका बिवेचन पाश्चात्य देशों में डाल्टन ने किया था। आचार्य्य प्रफुल्लचन्द्र राय का मत है कि हमारे प्राचीन ऋषि कणाद डाल्टन के बहुत पहिले इन तत्त्वों की बनावट का बिचार कर प्रायः उसी सिद्धान्त पर पहुँचे थे जिस पर आधुनिक समय में डाल्टन पहुँचे हैं। डाल्टन का यह सिद्धान्त 'डाल्टन के परमाणु सिद्धान्त' के नाम से जगत् प्रसिद्ध है। इस सिद्धान्त के अनुसार तत्त्व बहुत छोटे छोटे कणों से बने हैं जिन्हें रासायनिक दृष्टि से फिर उन से छोटे छोटे कणों में विभाजित नहीं कर सकते। ऐसे छोटे कणों को 'परमाणु' कहते हैं। तत्त्व परमाणुओं से बने हैं। ये परमाणु बहुत छोटे होते हैं। इतने छोटे होते हैं कि प्रबल से प्रबल सूक्ष्म-दर्शक से भी नहीं देखे जा सकते। इनकी तौल हाल में बड़ी सूक्ष्मता से निकाली गई है। हाइड्रोजन के परमाणु की तौल १.६४×१०^{-२४} ग्राम निकली है। इन परमाणुओं को रासायनिक दृष्टि से उनसे और

भी छोटे छोटे कणों में विभाजित नहीं कर सकते । एक प्रकार के तत्त्व के परमाणु एक से ही होते हैं। उनकी तौल और अन्यान्य गुण भिन्न भिन्न प्रकार के होते हैं। जब कभी दो तत्त्व रासायनिक संयोग से यौगिक बनते हैं तब इन तत्त्वों के परमाणुओं के बीच ही संयोग होता है। इस प्रकार डाल्टन ने पहले पहल परमाणु की परिभाषा वैज्ञानिकों के सम्मुख रखी और रासायनिक संयोग में कैसी क्रिया होती है इसका उल्लेख किया। इस सम्बन्ध में अणु की भी परिभाषा जान लेना चाहिये। अणु तत्त्व के होते हैं और यौगिक के भी। पदार्थों के उन छोटे छोटे टुकड़ों को अणु कहते है जिनमें उस पदार्थ के लक्षक गुण विद्यमान हों। जल को यदि किसी प्रकार टुकड़े टुकड़े करते चले जांय तब एक समय ऐसी अवस्था पर पहुँचेंगे कि जल को और विभाजित करने से जल जल नहीं रहता वरन् हाइड्रोजन और आक्सिजन में विभक्त हो जाता है जिन तत्त्वों से यह जल बना है। जल के ऐसे छोटे छोटे टुकड़े को जिसे फिर विभाजित करने से जल जल नहीं रह जाता 'जल का अणु' कहते है। यह अणु हाइड्रोजन और आक्सिजन के परमाणुओं से बना है। इसी प्रकार नमक का अणु सोडियम और क्लोरीन के परमाणुओं से बना है। गन्धकाम्ल का अणु गन्धक, हाइड्रोजन, और आक्सिजन के परमाणुओं से बना है। तत्त्वों के भी अणु होते हैं हाइड्रोजन का अणु इसके दो परमाणुओं का बना होता है। आक्सिजन के अणु में भी इसके दो परमाणु होते हैं। फ़ास्फ़रस गैस के अणु में ४ परमाणु होते हैं। गन्धक गैस के अणु में ८ परमाणु तक पाये जाते हैं। इस प्रकार तत्त्व और यौगिक के अणुओं में भेद यही है कि तत्त्व के अणु एक ही प्रकार के परमाणुओं के बने होते हैं किन्तु यौगिकों के अणु भिन्न भिन्न प्रकार के परमाणुओं से बने होते हैं।

जो तत्त्व साधारणवस्था में गैसीय होते हैं उन में आर्गन और हीलियम सदृश कुछ के अणु एक ही परमाणु से बने होते हैं। अधिकांश मूल गैसों के अणु दो परमाणुओं से बने होते हैं। ये गैसीय तत्त्व जब यौगिकों से निकलकर पृथक् होते हैं तब ये साधारणतः अणु की अवस्था में ही स्थित रहते हैं। परमाणु की अवस्था में ये स्थित नहीं रहते। विशेष यत्नों से कुछ गैसीय

तत्त्व परमाणु की अवस्था में भी प्राप्त किये गये हैं। ऐसी दशा में साधारण गैसों से ये बहुत अधिक सक्रिय होते हैं।

ऊपर कहा गया है कि डाल्टन के परमाणु रासायनिक दृष्टि से फिर विभाजित नहीं किये जा सकते। रासायनिक दृष्टि से कहने का तात्पर्य्य यह है कि वैज्ञानिकों ने अब परमाणुओं को भी विभाजित किया है। भिन्न भिन्न तत्त्वों के परमाणु घन विद्युत के छोटे छोटे कणों की भिन्न भिन्न संख्याओं से जिन्हें 'प्रोटन' कहते हैं और ऋण विद्युतक कणों से जिन्हें 'एलेक्ट्रन' कहते हैं बने हैं। इस सिद्धान्त से डाल्टन के परमाणु सिद्धान्त की नींव पर बना हुआ रसायन का महल निर्बल नहीं होता। इस कारण रसायनज्ञों के लिये रासायनिक क्रियाओं में परमाणु को तत्त्व का सब से छोटा टुकड़ा मानने से कोई बाधा नहीं उपस्थित होती। उपरोक्त कथन से यह मालूम होता है कि तत्त्वों के परमाणु प्रोटन और एलेक्ट्रन में निभाजित हो सकते हैं। अतः तत्त्व भी फिर छोटे छोटे भागों में विभाजित हो सकता है किन्तु जिस प्रकार रसायनज्ञों के लिये रासायनिक क्रियाओं में परमाणु को तत्त्व का सब से छोटा टुकड़ा मानने से कोई बाधा नहीं उपस्थित होती उसी प्रकार रसायनज्ञों के लिये रासायनिक क्रियाओं में तत्त्व को ऐसा मानने से कि यह पुनः विभाजित नहीं हो सकता है कोई बाधा नहीं उपस्थित होती।

रसायन का क्षेत्र। रसायन भिन्न भिन्न पदार्थों—तत्त्वों और यौगिकों—और उनके गुणों का अनुसन्धान करता है। यह उन घटनाओं का निरूपण भी करता है जो घटनायें मात्रा और शक्ति के परिवर्तन से रासायनिक क्रियाओं में पदार्थों पर घटती हैं। अन्त में यह क्रिया-फलों की प्रकृति का पता लगाता है। इस से रसायन का क्षेत्र बहुत विस्तृत है। इस कारण लोगों ने इसे भिन्न भिन्न भागों में विभक्त किया है। तात्त्विक रसायन वैज्ञानिक दृष्टि से अध्ययन होता है। कार्बन और इस के अधिकांश यौगिकों का 'कार्बनिक रसायन' में अध्ययन होता है। अन्य तत्त्वों और उनके यौगिकों का अध्ययन 'अकार्बनिक रसायन' में होता है। रसायन का ज्ञान जब व्यावहारिक होता है तब उसे 'व्यावहारिक रसायन' कहते हैं। इसके और भी अन्तर्विभाग हैं

जिन में धातु रसायन रसायन-कला-विवरण, कृषिरसायन, औषध निर्माण रसायन, शरीर-क्रिया रसायन और औषधीय रसायन मुख्य हैं।

इस पुस्तक में रसायन के कुछ मुख्य मुख्य परिणामों का, जो तात्त्विक और व्यावहारिक दोनों होगा, वर्णन किया जायगा।

परिच्छेद ३

रासायनिक परिवर्तन और रासायनिक संयोग के नियम।

रासायनिक परिवर्तन के अत्यावश्यक लक्षण। हम लोग देख चुके हैं कि जब रासायनिक क्रियाएँ होती हैं तब उनके साथ साथ और भी अनेक प्रकार के परिवर्तन होते हैं।

१. रासायनिक क्रियाओं में पदार्थों के कुछ विशिष्ट गुणों का प्रादुर्भाव होता है। पदार्थों के विशिष्ट गुण वे गुण हैं जो पदार्थों में अवश्य वर्तमान रहते हैं और जिनके योग से वस्तुतः पदार्थों के अस्तित्व का ज्ञान होता है। ये गुण एक प्रकार के पदार्थों में परिवर्तित नहीं होते। पदार्थों के जो गुण बदले जा सकते हैं जैसे उनका विस्तार, आकर, तापक्रम इत्यादि उन्हें आकस्मिक गुण कहते हैं। विशिष्ट गुणों में जिन्हें माप सकते वा संख्यात्मक मूल्य दे सकते हैं उन्हें स्थिरांक कहते हैं। जिन पदार्थों के विशिष्ट गुण एक ही प्रकार के होते हैं वे पदार्थ रासायनिक दृष्टि से समान होते हैं अर्थात् वे एक ही रासायनिक द्रव्य होते हैं।

२. रासायनिक क्रियाओं में संयोजक पदार्थों की आपेक्षिक मात्रा नियत होती है और एक ही परिवर्तन के लिये सदा वही रहती है।

३. रासायनिक क्रियाओं में रासायनिक परिवर्तन के साथ शक्ति का शोषण वा क्षेपण अवश्य होता है।

४. रासायनिक परिवर्तन में कभी कभी अवस्था का परिवर्तन भी होता है। गैसीय हाइड्रोजन गैसीय आक्सिजन के साथ संयुक्त हो द्रव जल बनता है। घन संगमरमर के गरम करने से घन चूना और एक गैस कार्बन डाइ-आक्साइड निकलती है। गैसीय हाइड्रोजन क्लोराइड और गैसीय अमोनिया के संयोग से घन अमोनियम क्लोराइड बनता है।

रासायनिक क्रिया। भिन्न भिन्न प्रकार के अणुओं को परस्पर संसर्ग में लाने से उनके बीच में परमाणुओं का पुनर्विभाग हो सकता है। इस

प्रकार के पुनर्विभाजन के वास्तविक विधान को रासायनिक क्रिया कहते हैं। कुछ अवस्थाओं में पदार्थों को केवल संसर्ग में लाने से ही रासायनिक क्रिया का आरम्भ हो जाता है। फ़ास्फ़रस को वायु में रखने से फ़ास्फ़रस और आक्सिजन के बीच में आप से आप रासायनिक संयोग प्रारम्भ हो जाता है। सोडियम धातु को वायु में रखने से सोडियम आक्सिजन के साथ संयुक्त हो सोडियम आक्साइड बन जाता है। अन्टीमनी के बारीक चूर्ण को क्लोरीन के ज्वार में डालने से वह स्वयं जलने लगता है और इस प्रकार जलकर अन्टीमनी क्लोराइड बनता है।

अनेक अवस्थाओं में रासायनिक क्रियाओं के संचालन के लिये पदार्थों को किसी वाह्य शक्ति के प्रभाव में लाना पड़ता है। अधिकांश अवस्थाओं में पदार्थों को गरम करने से रासायनिक क्रिया का आरम्भ होता है। पोटासियम क्लोरेट को गरम करने से वह पोटासियम क्लोराइड और आक्सिजन में विच्छेदित हो जाता है। कालसियम कार्बनेट को गरम करने से वह कालसियम आक्साइड और कार्बन डाइ-आक्साइड में परिणत हो जाता है। लोहे के चूर्ण और गन्धक के चूर्ण को गरम करने से वे संयुक्त हो लोहे के सल्फ़ाइड में बदल जाते हैं। कुछ दशाओं में केवल प्रकाश की सहायता से रासायनिक क्रिया का संचालन होता है। हाइड्रोजन और क्लोरीन गैसों को मिलाकर अंधेरे में रखने से उनके बीच कोई क्रिया नहीं होती किन्तु इन मिश्र गैसों को प्रकाश में रखने से ही ये संयुक्त हो हाइड्रोजन क्लोराइड बनते हैं। फ़ोटो खींचने की कला प्रकाश के प्रभाव से रासायनिक क्रिया के संचालन होने पर ही निर्भर करती है।

कभी कभी दबाव के प्रभाव से भी रासायनिक क्रियाएँ सञ्चालित हो सकती हैं। हाइड्रोजन क्लोराइड और हाइड्रोजन फ़ास्फ़ाइड गैसों को अधिक दबाव में रखने से ये दोनों गैसें संयुक्त हो कर घन मणिभीय यौगिक फ़ास्फ़ोनियम क्लोराइड बनती हैं। इसी प्रकार अधिक दबाव से पीसे हुये सीसे और गन्धक का मिश्रण परस्पर संयुक्त हो लेड सल्फ़ाइड PbS नामक यौगिक में परिणत हो जाता है।

कुछ रासायनिक क्रियाएँ ऐसी हैं जिनके संञ्चालन के लिये किसी तीसरे

पदार्थ की बहुत अल्प मात्रा में आवश्यकता होती है। ऐसा तीसरा पदार्थ साधारणतः उसी रूप में रासायनिक क्रिया के पश्चात् पाया जाता है जिस रूप में वह क्रिया के पूर्व विद्यमान् था। ऐसी क्रियाओं को 'प्रवर्तक क्रियाएँ' कहते हैं। कुछ दशाओं में इस तीसरे पदार्थ को रासायनिक क्रिया में क्या योग रहता है उस का ज्ञान हो जाता है किन्तु कुछ दशाओं में इसका ज्ञान बिलकुल नहीं होता। बेकर के द्वारा जो अनुसन्धान हुये हैं उनसे पता लगता है कि अनेक क्रियाएँ जो साधारणतः संचालित होती हैं जल से पूर्ण अभाव में वे बिलकुल संचालित नहीं होतीं। सोडियम और क्लोरीन एक दूसरे के संसर्ग में साधारणतः संयुक्त हो सोडियम क्लोराइड बनते हैं किन्तु पूर्ण रूप से शुष्क क्लोरीन के साथ गरम करने से वे संयुक्त होकर सोडियम क्लोराइड नहीं बनते। इन पदार्थों में जल-वाष्प के लेश के प्रवेश कराने से दोनों के बीच में क्रिया होती है। इसी प्रकार अमोनियम क्लोराइड के गरम करने से वह अमोनिया और हाइड्रोजन क्लोराइड में विघटित हो जाता है।

$$NH_4Cl = NH_3 + HCl$$

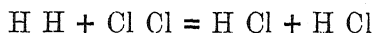
किन्तु यदि अमोनियम क्लोराइड पूर्ण रूप से शुष्क है तो अमोनियम क्लोराइड का विघटन इस प्रकार नहीं होता। इसी प्रकार की अनेक ऐसी क्रियाएँ हैं जिन में जल-वाष्प के पूर्ण अभाव में क्रियाएँ संचालित नहीं होतीं।

कुछ दशाओं में देखा गया है कि किसी उच्च ध्वनि-कम्प से ही रासायनिक क्रियाएँ घटित हो जाती हैं। मरकरी फलमीनेट के विस्फोटन से जो ध्वनि उत्पन्न होती है उस से ऐसिटिलीन कार्बन और हाइड्रोजन में विच्छेदित हो जाता है।

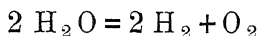
जितनी रासायनिक क्रियाएँ ज्ञात हैं उन्हें इन तीन वर्गों में किसी न किसी एक के अन्तर्गत रख सकते हैं अर्थात् रासायनिक क्रियाएँ इन निम्न कारणों में से किसी एक में हो सकती हैं।

(१) दो अणुओं के सीधे संयोग से अधिक मिश्रित अणु के बनने से—इस प्रकार कार्बन मनाक्साइड और क्लोरीन के अणुओं के परस्पर संयोग से कार्बोनील क्लोराइड का अधिक मिश्र अणु बनता है।

(२) भिन्न भिन्न अणुओं के बीच में परमाणुओं के हेर फेर होने से-हाइड्रोजन और क्लोरीन के अणुओं के बीच में जब रासायनिक क्रिया होती है तब हाइड्रोजन का एक परमाणु क्लोरीन के एक परमाणु के साथ संयुक्त हो हाइड्रोजन क्लोराइड का अणु बनता है।

$$H\ H + Cl\ Cl = H\ Cl + H\ Cl$$

इस प्रकार की जो क्रियाएँ होती हैं उन्हें संश्लेषण कहते हैं क्योंकि यहां दो भिन्न भिन्न तत्व परस्पर मिलकर एक नया यौगिक बनते हैं।

इसके विपरीत कुछ क्रियाओं में यौगिक अलग अलग तत्वों में विच्छेदित हो जाते हैं। जल में विद्युत-प्रवाह से जल हाइड्रोजन और आक्सिजन में निम्न समीकरण के अनुसार विच्छेदित हो जाता है।

$$2\ H_2O = 2\ H_2 + O_2$$

इस प्रकार जिन क्रियाओं में कोई यौगिक भिन्न भिन्न तत्वों में विच्छेदित हो जाता है उन्हें विश्लेषण कहते हैं। अधिक मिश्र अणुओं को सरल अणुओं में विच्छेदित होने की क्रिया को भी विश्लेषण कहते हैं।

(३) किसी अणु के परमाणुओं के बीच में पुनर्विन्यास से—अनेक ऐसे उदाहरण मालूम हैं जिन में अणुओं के संगठन में तो कोई भेद नहीं होता किन्तु उनके परमाणुओं के भिन्न भिन्न विन्यास से भिन्न भिन्न यौगिक बनते हैं। अमोनियम सायनेट और यूरीया दो भिन्न भिन्न यौगिक हैं किन्तु उन में एक ही प्रकार के और एक ही संख्या में परमाणु विद्यमान हैं। इन दोनों यौगिकों में कार्बन के एक, आक्सिजन के एक, नाइट्रोजन के दो और हाइड्रोजन के चार परमाणु रहते हैं। जब अमोनियम सायनेट को धीरे धीरे गरम करते हैं तब इन आठ परमाणुओं के विन्यास में ऐसा परिवर्तन होता है कि अमोनियम सायनेट यूरीया में परिणत हो जाता है।

जब दो पदार्थों 'क' और 'ख' के बीच में रासायनिक क्रिया होती है तो साधारणतः बोलते हैं कि 'क' की 'ख' पर क्रिया होती है वा 'क' 'ख' को आक्रान्त करता है। इससे यह समझना न चाहिये कि 'क' यहां क्रिया पहले आरम्भ करता है और 'ख' का योग इस क्रिया में किसी प्रकार गौण रहता है।

वस्तुतः यहां यह भी कहना बराबर ही ठीक होगा कि 'ख' 'क' को आक्रान्त करता है । साधारणतः ऐसा कहा जाता है कि नाइट्रिक अम्ल ताम्र को आक्रान्त करता है, हाइड्रोक्लोरिक अम्ल यशद को आक्रान्त करता है, नाइट्रिक अम्ल स्वर्ण को आक्रान्त नहीं करता इत्यादि इत्यादि । इसी प्रकार यह कहना भी उतना ही ठीक होगा कि ताम्र नाइट्रिक अम्ल को, यशद हाइड्रोक्लोरिक अम्ल को आक्रान्त करता है, स्वर्ण नाइट्रिक अम्ल को आक्रान्त नहीं करता । अधिक उपयुक्त तो कहना यही होगा कि 'क' और 'ख' के बीच में क्रिया होती है अथवा 'क' और 'ख' के बीच में कोई क्रिया नहीं होती । ताम्र और नाइट्रिक अम्ल के बीच में क्रिया होती है । यशद और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के बीच में क्रिया होती है । स्वर्ण और नाइट्रिक अम्ल के बीच में क्रिया नहीं होती ।

मात्रा और शक्ति की अक्षरता । रासायनिक प्रयोगों में जब से तुला का व्यवहार होने लगा है तब से यह निर्विवाद रूप से मालूम हुआ है कि रासायनिक परिवर्तनों में द्रव्यों की न तो सृष्टि होती है और न उनका विनाश ।

अनेक रासायनिक परिवर्तनों में ऐसा मालूम होता है कि द्रव्यों का विनाश हो रहा है । मोमबत्ती के जलने से ऐसा मालूम होता है कि यह धीरे धीरे लुप्त हो रही है । जलने से फ़ास्फ़रस भी धीरे धीरे नष्ट होते देख पड़ता है । सोडियम क्लोराइड के विलयन में सिल्वर नाइट्रेट का विलयन डालने से शीघ्र ही प्रचुर परिमाण में श्वेत अवक्षेप निकल आता है । यहां ऐसा मालूम पड़ता है कि किसी नये पदार्थ की सृष्टि हुई है किन्तु यथार्थ में बात ऐसी नहीं है । इन किसी परिवर्तनों में न तो किसी द्रव्य की सृष्टि होती है और न किसी का विनाश । इन परिवर्तनों के बाद जो पदार्थ बनते हैं उन्हें यदि रोककर तौला जा सके तब क्रिया के पूर्व संयोजक पदार्थों और क्रिया के पश्चात् क्रिया-फलों की मात्रा में कोई अन्तर नहीं देख पड़ेगा ।

शुष्क फ़ास्फ़रस के एक टुकड़े को शुष्क फ़्लास्क में रखकर उसे वायु रोधक डाट से बन्द कर दो । उस फ़्लास्क को फिर तुला पर तौलो । कुछ देर के लिये इस फ़्लास्क को फिर गरम जल में रख दो । देखोगे कि फ़ास्फ़रस के साथ रासायनिक क्रिया होता है । फ़्लास्क को धीरे धीरे घुमाते रहना चाहिये ताकि

फ़ास्फ़रस के जलने से जो गरमी उत्पन्न हो वह एक स्थान पर न रह कर फ़्लास्क के चारों ओर फैलती रहे। इससे फ़्लास्क के टूटने का भय नहीं रहता। जब क्रिया समाप्त हो जाय और फ़्लास्क का तापक्रम कमरे के तापक्रम के बराबर हो जाय तब इस फ़्लास्क को फिर तौलो। उस फ़्लास्क की पहली और इस तौल में कोई अन्तर नहीं होगा। अब फ़्लास्क के मुख को जल के अन्दर खोलो। फ़्लास्क में जल प्रवेश करेगा। यदि पर्याप्त फ़ास्फ़रस का व्यवहार हुआ है तो उस जल की आयतन फ़्लास्क के आयतन का प्रायः पांचवां भाग होगा। उस जल की पहले लिटमस पर कोई क्रिया नहीं होती थी किन्तु अब उस जल से नीला लिटमस लाल हो जाता है। यदि फ़ास्फ़रस अधिक मात्रा में व्यवहृत हुआ है तो फ़्लास्क में बिना जला हुआ फ़ास्फ़रस कुछ रह जायगा।

इस प्रयोग से सिद्ध होता है कि रासायनिक परिवर्तन में पदार्थों की तौल में कोई न्यूनाधिक्य नहीं होता। क्या यह बात हर एक रासायनिक परिवर्तन में ठीक घटती है? सबसे पहले लवासिये ने १७८८ ई० में इस 'मात्रा की अक्षरता' के सिद्धान्त को स्पष्ट रूप से प्रतिपादित किया था। यह सिद्धान्त उस प्रयोग का परिणाम था जिसे उन्होंने यीस्ट के द्वारा शर्करा के अलकोहल और कार्बनिक अम्ल गैस में परिवार्तित किया था। इस से पहले १७७४ ई० में बन्द पात्र में धातुओं के फूँकने से भी इस सिद्धान्त की सच्चाई प्रगट होती थी। धातुओं के फूँकने के सम्बन्ध में प्रयोग उसी प्रकार का था जैसा फ़ास्फ़रस के सम्बन्ध में ऊपर वर्णन किया है। इसके पश्चात् भी इस सम्बन्ध में अनेक प्रयोग हुये हैं जिन से इस सिद्धान्त की सच्चाई में सन्देह करने का कोई कारण नहीं मिलता।

विगत वर्षों में इस बात की जांच हुई है कि यह सिद्धान्त कहां तक सच है। इस सम्बन्ध में जो प्रयोग हुये हैं उन में लैण्डो (Landolt) के प्रयोग बहुत गवेषणापूर्ण हैं। इस सम्बन्ध में उन्होंने प्रायः १५ भिन्न भिन्न क्रियाओं की परीक्षा की है। उन का अन्तिम प्रयोग १९०८ ई० में हुआ था। उन प्रयोगों में संयोजक पदार्थों की मात्रा ४०० ग्राम थी और उन में अधिक से अधिक प्रयोगात्मक भूल ०·०३ मिलिग्राम तक हो सकती थी। इस अक्षरता

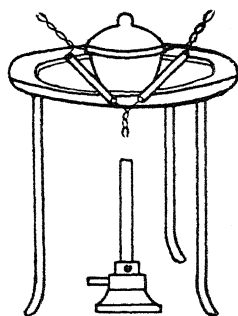
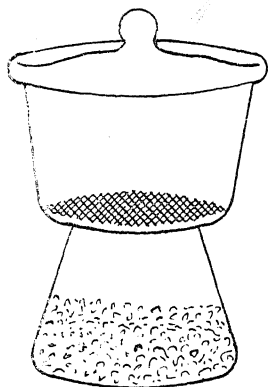
के सिद्धान्त की सत्यता स्वीकार करते हुये उन्होंने कहा है कि यदि इस में अन्तर पड़ सकता है तो एक करोड़ में एक भाग से अधिक का नहीं। इस नियम को, द्रव्यों के संरक्षण का नियम भी कहते हैं। इस नियम का आशय यह है कि जो पदार्थ रासायनिक क्रिया में भाग लेते हैं उन की मात्रा क्रिया के पूर्व और क्रिया के पश्चात् एक ही रहती है।

जब कोई रासायनिक क्रिया आप से आप होती है तो उस में किसी न किसी प्रकार की शक्ति की अभिव्यक्ति अवश्य होती है। साधारणतः रासायनिक शक्ति ताप के रूप में प्रगट होती है। यह उस सिद्धान्त की एक विशेष अवस्था है जिसे शक्ति का संरक्षण कहते हैं। इस सिद्धान्त को जूल (Joule) ने १८५० ई० में ताप के यांत्रिक तुल्यांक के सम्बन्ध में कार्य करते हुये प्रतिपादित किया था। यदि शक्ति के संरक्षण के नियम की परिभाषा की जा सकती है तो इस प्रकार "किसी क्रम विधान में भिन्न भिन्न प्रकार की शक्तियों का योग स्थायी होता है।" शक्ति के किसी एक रूप के लोप होने से उस के बराबर ही शक्ति का कोई दूसरा रूप प्रगट हो जाता है। यदि 'क' 'ख' के साथ संयुक्त हो 'ग' बनता है और इस क्रिया में यदि 'न' एकांक शक्ति का क्षेपण होता है तो 'ग' को 'क' और 'ख' में परिणत होने से उसी 'न' एकांक शक्ति का शोषण होगा।

रासायनिक संयोग के अनेक नियम हैं जिन के अनुसार रासायनिक क्रियाएँ होती हैं।

स्थिर अनुपात का नियम। एक स्वच्छ शुष्क चीनी की मूषा को ढक्कन के साथ तौलो। इस मूषा में फिर प्रायः १० ग्राम ताम्र का चूर्ण रखकर तौलो। मूषा को चीनी के त्रिकोण (चित्र १) पर रखकर पहले मन्द मन्द और पीछे तीव्र आंच में गरम करो। कुछ देर के बाद मूषा को शुष्ककारक (चित्र २) में

चित्र १—त्रिकोण

चित्र २—शुष्ककारक

ठंढा करके तौलो। इस प्रकार जब तक दो तौल समान न हो तब तक गरम और ठंढा कर तौलते जाव। इस प्रयोग के फल को इस प्रकार अङ्कित करो।

मूषा और ढक्कन की तौल	=	ग्राम
,, ,, ,, + ताम्र ,,	=	,,
∴ ताम्र ,,	=	,,

गरम करने पर मूषा, ढक्कन और कापर आक्साइड की तौल	(१)	=	ग्राम
,, ,, ,, ,,	(२)	=	,,
,, ,, ,, ,,	(३)	=	,,
∴ कापर आक्साइड की तौल		=	,,
∴ आक्सिजन ,,		=	,,

इन अङ्कों से कापर आक्साइड में तांबे और आक्सिजन की प्रतिशत मात्रा निकालो। ताम्र की भिन्न भिन्न मात्रा को लेकर प्रयोग करने से मालूम होगा कि ताम्र के आक्साइड में ताम्र और आक्सिजन की प्रतिशतक मात्रा एक ही अनुपात में रहती है।

अब एक दूसरी रीति से ताम्र का आक्साइड तैयार कर देखें कि इस आक्साइड में ताम्र और आक्सिजन की प्रतिशतक मात्रा कितनी है।

ताम्र के कुछ चूर्ण को लेकर एक बीकर में रखो। इस चूर्ण पर थोड़ा तनु नाइट्रिक अम्ल रख कर उस बीकर को घटिका कांच से इस प्रकार ढंक दो कि बीकर का द्रव छिटक कर बाहर न निकल जाय। जब सारा ताम्र विलीन हो जाय तब घटिका को स्रावित जल से बीकर में धो डालो। इस बीकर के

द्रव को चीनी के प्याले में रख कर जल-उष्मक पर उड़ा दो। जब अधिकांश जल उड़ जाय तब शेष द्रव को मूषा में स्थानान्तरित करके प्याले को धोकर उस धोअन को भी मूषा में स्थानान्तरित कर पहले जल-उष्मक पर धीरे धीरे गरम करो। जब सारा द्रव उड़ जाय और केवल घन पदार्थ शेष रह जाय तब सीधे ज्वाला पर पहले मन्द मन्द और पीछे तीव्र आंच में गरम करो। अन्त में कुछ मिनट तक फूंकनी से गरम कर शुष्ककारक में ठंढा कर के तौलो। इस प्रकार जब तक दो तौल समान न हों तब तक गरम और ठंढा कर के तौलते जाओ।

ताम्र पर नाइट्रिक अम्ल की क्रिया से पहले कापर नाइट्रेट बनता है। तीव्र आंच से यह कापर नाइट्रेट कापर आक्साइड में परिणत हो जाता है। इस प्रयोग में जो अङ्क प्राप्त हैं उन्हें इस प्रकार अङ्कित करो।

ताम्र की तौल	=	ग्राम
मूषा और ढक्कन की तौल	=	ग्राम
मूषा, ढक्कन और कापर आक्साइड की तौल	=	ग्राम
∴ कापर आक्साइड ,,	=	ग्राम

इन अङ्कों से कापर आक्साइड में प्रतिशत ताम्र और आक्सिजन की मात्रा निकालो। इस प्रयोग से मालूम होगा कि इस आक्साइड में भी ताम्र और आक्सिजन की प्रतिशतक मात्रा वही है जो उपर्युक्त प्रयोग के कापर आक्साइड में पाई गई है।

इस से सिद्ध होता है कि किसी भी यत्न से तैयार करने पर किसी यौगिक में उस के अवयवों की प्रतिशतक मात्रा एक ही रहती है।

यौगिकों के सम्बन्ध में इस प्रकार के और भी प्रयोग हुए हैं जिन से उस कथन की सत्यता स्पष्ट रूप से प्रमाणित होती है जो 'स्थिर अनुपात के नियम' वा 'निश्चित अनुपात के नियम' वा 'परिमित अनुपात के नियम' में अन्तर्भूत हैं।

"किसी विशिष्ट यौगिक में सदा एक ही प्रकार के तत्त्व रहते हैं और वे तत्त्व तौल में किसी निश्चित अनुपात में ही संयुक्त रहते हैं"

उपर्युक्त स्थिर अनुपात के नियम के अनुसार किसी भी यत्न से प्राप्त जल में केवल हाइड्रोजन और आक्सिजन ही विद्यमान रहता है और ये दोनों तत्त्व तौल में किसी एक निश्चित अनुपात में ही संयुक्त होते हैं। इसी प्रकार समुद्र से प्राप्त अथवा सोडियम और क्लोरीन के सीधे संयोग से प्राप्त नमक में सदा सोडियम और क्लोरीन ही रहता है और इन दोनों तत्त्वों की मात्रा इस यौगिक में सर्वदा निश्चित ही रहती है।

अपवर्त्य अनुपात का नियम। अनेक ऐसे तत्त्व हैं जो एक से अधिक यौगिक बनते हैं। कार्बन आक्सिजन के साथ दो आक्साइड बनता है। ताम्र आक्सिजन के साथ दो आक्साइड बनता है। सीस आक्सिजन के साथ तीन आक्साइड बनता है। नाइट्रोजन आक्सिजन के साथ पांच आक्साइड बनता है। इन यौगिकों की परीक्षा कर हम लोग देखें कि इन यौगिकों में भिन्न भिन्न तत्त्व किस अनुपात में संयुक्त हैं।

१. कार्बन के एक आक्साइड में कार्बन की प्रतिशतक मात्रा ४२·८६ और आक्सिजन की ५७·१४ है। कार्बन के दूसरे आक्साइड में कार्बन की प्रतिशतक मात्रा २७·२७ और आक्सिजन की ७२·७३ है। दूसरे आक्सइाड में कार्बन की ४२·८६ मात्रा से संयुक्त आक्सिजन की मात्रा निकालें तो ४२·८६ कार्बन के साथ ११४·३ आक्सिजन संयुक्त होगा।

अतः आक्सिजन को दोनों तौलें, जो कार्बन की एक नियत तौल ४२·८६ से संयुक्त होती है, दोनों आक्साइडों में ५७·१३ और ११४·३ होती हैं। इन दोनों तौलों की निष्पत्ति १ : २ होती है। इन आक्साइडों में कार्बन के परमाणुभार और आक्सिजन के परमाणुभार के बीच तुलना करने से मालूम होता है कि :—

पहले आक्साइड में १२ कार्बन १६ आक्सिजन के साथ संयुक्त है
दूसरे ,, ,, १२ ,, ३२ ,, ,,

चूंकि कार्बन का परमाणुभार १२ और आक्सिजन का परमाणुभार १६ है अतः इन आक्साइडों का सूत्र क्रमशः CO और CO_2 हुआ।

२. सीस आक्सिजन के साथ तीन आक्साइड बनता है।

एक यौगिक में	सीस का	प्रतिशत	९२·८३ भाग	और आक्सिजन	का	७·१७ भाग है।
दूसरे ,,	,,	,,	९०·६६	,,	,,	९·३४ भाग है।
तीसरे ,,	,,	,,	८६·६१	,,	,,	१३·३९ भाग है।

प्रत्येक दशा में ९२·८३ भाग सीस में आक्सिजन की मात्रा निकालने से दूसरे और तीसरे यौगिकों में आक्सिजन की मात्रा क्रमशः ९·५६ और १४·३४ होती है। अतः सीस के ९२·८३ भाग के साथ आक्सिजन का क्रमशः ७·१७ भाग, ९·५६ भाग और १४·३४ भाग रहता है। आक्सिजन की उपर्युक्त मात्राएँ ३ : ४ : ६ निष्पत्ति में होती हैं।

पहले यौगिक में	प्रत्येक	२०७ भाग सीस में	आक्सिजन का	१६	भाग विद्यमान हैं
दूसरे ,,	,,	,,	,,	२१·३२	,, ,,
तीसरे ,,	,,	,,	,,	३२·०	,, ,,

१६, २१·३२ और ३२ संख्याएँ ३ : ४ : ६ निष्पत्ति में होती हैं।

३. ताम्र आक्सिजन के साथ संयुक्त हो दो यौगिक बनता है। इन में एक लाल रंग का होता है जिस में ताम्र का १२६ भाग आक्सिजन के १६ भाग के साथ संयुक्त रहता है। दूसरा यौगिक काले रंग का होता है। इस में ताम्र का ६३ भाग आक्सिजन के १६ भाग के साथ संयुक्त रहता है। आक्सिजन की एक नियत मात्रा १६ के साथ ताम्र की क्रमशः १२६ और ६३ मात्रा संयुक्त रहती है। अतः ताम्र की मात्रा की निष्पत्ति २ : १ है। लाल यौगिक को क्यूप्रस आक्साइड और काले यौगिक को क्यूप्रिक आक्साइड कहते हैं।

४. नाइट्रोजन आक्सिजन के साथ संयुक्त हो पांच यौगिक बनता है। इन में आक्सिजन की तौल जो नाइट्रोजन के १४ भाग से संयुक्त होती है क्रमशः ८, १६, २४, ३२ और ४० है अतः ये तौल १ : २ : ३ : ४ : ५ के निष्पत्ति में होती हैं। इन यौगिकों के सूत्र N_2O, NO, N_2O_3, NO_2 और N_2O_5 होते हैं और उन के नाम क्रमशः नाइट्रस आक्साइड, नाइट्रिक आक्साइड, नाइट्रोजन ट्राइ-आक्साइड, नाइट्रोजन पेराक्साइड और नाइट्रोजन पेन्टाक्साइड हैं।

उपर्युक्त उदाहरणों से हम लोग जिस सिद्धान्त पर पहुँचे हैं उसे 'अपवर्त्य

अनुपात का नियम' कहते हैं । इस नियम की परिभाषा इस प्रकार की जा सकती है :—

"जब एक तत्त्व किसी दूसरे तत्त्व के साथ एक से अधिक अनुपात में संयुक्त होता है तब दूसरे तत्त्व की एक नियत मात्रा के साथ पहले तत्त्व की भिन्न भिन्न मात्राओं का जो संयोग होता है उस में इन भिन्न भिन्न मात्राओं के बीच सरल निष्पत्ति होती है।

पारस्परिक अनुपात का नियम। यदि कोई तत्त्व 'क' किसी दूसरे तत्त्व 'ख' के साथ संयुक्त हो एक यौगिक बनता है और यह 'क' किसी तीसरे तत्त्व 'ग' से संयुक्त हो एक दूसरा यौगिक बनता हैं। यदि 'क' का 'प' ग्राम 'ख' के 'फ' ग्राम से और 'ग' के 'ब' ग्राम से संयुक्त होता है तो यदि 'ख' और 'ग' परस्पर संयुक्त होते हों तो ये दोनों तत्त्व 'फ' और 'ब' ग्राम में ही परस्पर संयुक्त होंगे वा इन दोनों तौलों की किसी पूर्णांक निष्पत्ति में संयुक्त होंगे। इस सिद्धान्त को "पारस्परिक अनुपात का नियम" कहते हैं। कार्बन बाइ-सल्फ़ाइड में कार्बन की मात्रा प्रतिशत १५·८ और गन्धक की प्रतिशत ८४·२ है। कार्बनिक अम्ल गैस में कार्बन की मात्रा प्रतिशत २७·३ और आक्सिजन की ७२·७ है। इस यौगिक में १५·८ भाग कार्बन से संयुक्त होने के आक्सिजन की मात्रा निकालने से ४२·१ होता है। अतः इस नियम के अनुसार जब गन्धक और आक्सिजन परस्पर संयुक्त होंगे तब इन दोनों तत्त्वों की मात्रा की निष्पत्ति ८४·२ : ४२·१ वा २ : १ होगी अथवा इस मात्रा की कोई सरल निष्पत्ति होगी। वस्तुतः जब गन्धक आक्सिजन के साथ संयुक्त होता है तब इन दोनों तत्त्वों के तौल की निष्पत्ति १ : १ रहती है। कार्बन बाइ-सल्फ़ाइड में कार्बन का १२ भाग गन्धक के ६४ भाग के साथ संयुक्त रहता है। कार्बन डाइ-आक्साइड में कार्बन का १२ भाग आक्सिजन के ३२ भाग के साथ संयुक्त रहता है। अतः गन्धक और आक्सिजन की ६४ : ३२ निष्पत्ति में वा इन अंकों के किसी सरल निष्पत्ति में संयुक्त होना चाहिये। वस्तुतः वे ३२ : ३२ निष्पत्ति में संयुक्त होते हैं। ये अंक उपर्युक्त अंकों की सरल निष्पत्ति में हैं।

फ़ास्फ़रस क्लोरीन के साथ १ : ३·४३ निष्पत्ति में संयुक्त होता है। फ़ास्फ़रस हाइड्रोजन के साथ १ : ०·०९७ निष्पत्ति में संयुक्त होता है। अब यदि क्लोरीन और हाइड्रोजन परस्पर संयुक्त हों तो वे ३·४३ : ०·०९७ निष्पत्ति में वा इन अंकों की किसी सरल निष्पत्ति में संयुक्त होंगे। वस्तुतः क्लोरीन और हाइड्रोजन ३·४३ : ०·०९७ निष्पत्ति में हाइड्रोजन क्लोराइड में संयुक्त होते हैं। इस नियम को "पारस्परिक अनुपात का नियम" कहते हैं।

उपर्युक्त सब नियम प्रयोगसिद्ध नियम हैं। अनेक प्रयोगों के फलों के आधार पर वे प्रतिपादित हुये हैं। पर ये नियम डाल्टन के परमाणु के सिद्धान्त से भी सिद्ध किये जा सकते हैं। डाल्टन के परमाणु सिद्धान्त के अनुसार तत्त्वों के परमाणुओं के बीच रासायनिक संयोग होता है। एक प्रकार के तत्त्व के सारे परमाणु एक तौल और एक ही गुण के होते हैं। भिन्न भिन्न तत्त्वों के परमाणु भिन्न भिन्न तौल और भिन्न भिन्न गुण के होते हैं। तत्त्वों के परमाणु अविभाज्य होते हैं। रासायनिक संयोग के उपर्युक्त नियम डाल्टन के परमाणु सिद्धान्त के अनुसार इस प्रकार सिद्ध किये जा सकते हैं।

१. स्थिर अनुपात का नियम।

इस नियम के अनुसार जहां से और जिस प्रकार से प्राप्त सोडियम क्लोराइड में सोडियम और क्लोरीन का अनुपात ०·६४७९:१ ही रहेगा। यदि इन अंकों को संयोजनभार में प्रगट करें तो

सोडियम : क्लोरीन = २३ : ३५·५ हो जायगा।

डाल्टन के परमाणु सिद्धान्त के अनुसार सोडियम क्लोराइड में सोडियम और क्लोरीन के परमाणुओं के बीच में संयोग होता है। चूंकि परमाणु अविभाज्य होते हैं और एक प्रकार के परमाणु की तौल एक ही होती है अतः इन दोनों तत्त्वों के यदि एक एक परमाणुओं के बीच रासायनिक संयोग होता हो तो इस यौगिक में ये दोनों तत्त्व एक ही मात्रा में विद्यमान रहेंगे। अतः इस यौगिक का संगठन एक ही होगा। और इस यौगिक में इसके संयोजक तत्त्वों की मात्रा नियत होगी।

२. अपवर्त्य अनुपात का नियम।

कार्बन आक्सिजन के साथ दो यौगिक बनता है। एक यौगिक में कार्बन और आक्सिजन की निष्पत्ति १२ : १६ है और दूसरे यौगिक में १२ : ३२ है। यदि पहले यौगिक में कार्बन का एक परमाणु आक्सिजन के एक परमाणु से संयुक्त होता है तो दूसरे यौगिक में कार्बन का एक परमाणु आक्सिजन के कम से कम दो परमाणुओं से संयुक्त होगा क्योंकि परमाणु अविभाज्य होते है। अतः यह स्पष्ट है कि कार्बन की एक मात्रा के साथ आक्सिजन की भिन्न भिन्न मात्राओं की निष्पत्ति सरल वा पूर्णांक ही होगी।

इसी प्रकार नाइट्रोजन के भिन्न भिन्न आक्साइडों में नाइट्रोजन की एक नियत मात्रा १४ ग्राम के साथ आक्सिजन का क्रमशः ८, १६, २४, ३२ और ४० ग्राम संयुक्त होता है। यह भी परमाणु के अविभाज्य होने के कारण यदि पहले आक्साइड में आक्सिजन का एक परमाणु विद्यमान है तो अन्य आक्साइडों में आक्सिजन का २, ३, ४ और ५ परमाणु रहना चाहिये। इस से अपवर्त्य अनुपात का नियम स्पष्ट रूप से सिद्ध होता है।

३. पारस्परिक अनुपात का नियम।

इस सम्बन्ध में जो दृष्टान्त ऊपर दिये गये हैं उन पर परमाणु सिद्धान्त की दृष्टि से विचार करने से यह नियम सरलता से प्रतिपादित होगा। हाइड्रोजन और क्लोरीन की आपेक्षिक मात्रा जो अलग अलग फ़ास्फ़रस से संयुक्त होती है क्रमशः ०·०९७ और ३·४३ है। इन मात्राओं की निष्पत्ति १ : ३५·५ है। वस्तुतः हाइड्रोजन और क्लोरीन इस निष्पत्ति में ही परस्पर संयुक्त होते है। ये अंक इन तत्वों के परमाणुभार को भी सूचित करते हैं।

कार्बन और गन्धक की आपेक्षिक तौल जो आक्सिजन की एक नियत तौल से संयुक्त होती है क्रमशः ०·३७५ और १ है। इन अंकों की निष्पत्ति ६ : १६ है। कार्बन और गन्धक परस्पर ६:३२ निष्पत्ति में संयुक्त होते हैं। अतः कार्बन और गन्धक के यौगिक में ऐसा माना जा सकता है कि कार्बन के एक परमाणु गन्धक के दो परमाणुओं से संयुक्त रहते हैं।

गेलूसक का नियम। रासायनिक संयोग के उपर्युक्त तीन नियम 'स्थिर अनुपात के नियम', 'अपवर्त्य अनुपात के नियम' और 'पारस्परिक अनुपात के नियम' तौल सम्बन्धी है। इन नियमों के अतिरिक्त एक नियम जिसे 'गेलूसक का नियम' कहते हैं गैसीय पदार्थों के नियम के सम्बन्ध में है।

पिछले प्रकरणों में दिखलाया गया है कि हाइड्रोजन के दो आयतन आक्सिजन के एक आयतन के साथ संयुक्त हो जलवाष्प के दो आयतन बनते हैं। हाइड्रोजन का एक आयतन क्लोरीन के एक आयतन के साथ संयुक्त हो हाइड्रोजन क्लोराइड के दो आयतन बनते हैं। नाईट्रोजन का एक आयतन हाइड्रोजन के तीन आयतनों के साथ संयुक्त हो अमोनिया के दो आयतन बनते हैं। कार्बन मनाक्साइड के दो आयतन आक्सिजन के एक आयतन के साथ संयुक्त हो कार्बन डाइ-आक्साइड के दो आयतन बनते हैं।

इन प्रयोगों की सहायता से गेलूसक ने आयतन सम्बन्धी नियम को प्रतिपादित किया जिसकी परिभाषा इस प्रकार की जा सकती है।

"जब गैसें परस्पर संयुक्त होती हैं तब उन गैसों के पारस्परिक आयतन और उन से प्राप्त क्रिया-फल (यदि क्रिया-फल गैसीय है) के आयतन की निष्पति सदा ही सरल होती है।"

डाल्टन के परमाणु सिद्धान्त के घोषित होने के कुछ ही समय पश्चात् गेलूसक का नियम निकला। अतः इन दोनों के बीच सम्बन्ध स्थापित करने की चेष्टा होने लगी। सब गैसों के बराबर बराबर आयतन में एक ही संख्या में परमाणु विद्यमान रहते हैं, यह अनुमान पहले प्रकाशित हुआ किन्तु शीघ्र ही ज्ञात हुआ कि यह अनुमान ठीक नहीं हो सकता। निम्न उदाहरण से मालूम हो जाता है कि यह अनुमान क्यों ठीक नहीं है।

हाइड्रोजन क्लोरीन के साथ संयुक्त हो हाइड्रोजन क्लोराइड बनता है। यहां हाइड्रोजन का एक आयतन क्लोरीन के एक आयतन के साथ हाइड्रोजन क्लोराइड के दो आयतन बनते हैं अर्थात् हाइड्रोजन क्लोराइड के दो आयतन में हाइड्रोजन का एक आयतन और क्लोरीन का एक आयतन विद्यमान है। उपर्युक्त नियम के अनुसार हाइड्रोजन क्लोराइड के दो परमाणुओं में हाइड्रोजन

का एक परमाणु और क्लोरीन का एक परमाणु विद्यमान है किन्तु हाइड्रोजन क्लोराइड के दो परमाणुओं में कम से कम हाइड्रोजन और क्लोरीन के दो दो परमाणु रहने चाहिये किन्तु परमाणु यदि वस्तुतः अविभाज्य हैं तो उपर्युक्त नियम के अनुसार ऐसा होना सम्भव नहीं।

इस कठिनता को इटली देश के आवोगाड्रो नामक वैज्ञानिक ने दूर किया। उन्होंने दो प्रकार के छोटे छोटे कणों के अस्तित्व का पता लगाया।

१. पदार्थों के उन छोटे छोटे कणों को जो यौगिकों और तत्त्वों दोनों के हो सकते हैं और जिनमें उन पदार्थों के विशिष्ट गुण विद्यमान रहते हैं उन्होंने 'अणु' नाम रखा।

२. पदार्थों के उन छोटे छोटे कणों को जो रासायनिक परिवर्तन में योग देते हैं वा रासायनिक क्रिया में एक यौगिक से दूसरे यौगिक में भ्रमण करते हैं उन्होंने 'परमाणु' नाम रखा। हाइड्रोजन क्लोराइड के अणु में हाइड्रोजन और क्लोरीन के परमाणु होते हैं। हाइड्रोजन के अणु में केवल हाइड्रोजन के परमाणु होते हैं।

इस प्रकार मालूम हुआ कि अणु यौगिकों के हो सकते हैं और तत्त्वों के भी। यौगिकों के अणु में कम से कम दो प्रकार के परमाणुओं का होना अनिवार्य्य है। तत्त्वों के अणु में एक ही प्रकार के परमाणु होते हैं। किसी तात्त्विक गैस के अणु में एक ही परमाणु हो सकता है किसी में दो, किसी के अणु में तीन और किसी के अणु में चार या चार से अधिक परमाणु हो सकते हैं। आवोगाड्रो ने जिस अनुमान को गेलूसक के आयतन सम्बन्धी नियम और डाल्टन के परमाणु सिद्धान्त के बीच सम्बन्ध स्थापित करने के लिये प्रतिपादित किया वह इस प्रकार का है।

"तापक्रम और दबाव की एक ही अवस्था में गैसों के बराबर बराबर आयतन में अणुओं की संख्या एक ही रहती है।"

अभ्यास प्रश्न।

१. अपवर्त्य अनुपात के नियम का विस्तारपूर्वक वर्णन करो।

२. रासायनिक संयोग के नियमों का बर्णन करो और उन से परमाणु

के सिद्धान्त की कहां तक पुष्टि होती है उसकी विवेचना करो।

३. नाइट्रोजन के दो आक्साइडों के निम्न प्रतिशतक संगठन होते हैं।

	(१)	(२)
नाइट्रोजन	४६·६७	३० ४३
आक्सिजन	४३·३३	६९·५७

सिद्ध करो कि ये अंक अपवर्त्य अनुपात के नियम के अनुकूल हैं।

परिच्छेद ४

संयोजनभार और बन्धकता ।

ऊपर हम देख चुके हैं कि सोडियम वा यशद की एक नियत मात्रा से एक नियत मात्रा में ही हाइड्रोजन निकलता है। जब सोडियम की क्रिया जल पर होती है तब २३ ग्राम सोडियम से एक ग्राम हाइड्रोजन निकलता है । एक ग्राम हाइड्रोजन प्राप्त करने के लिये १२·१६ ग्राम मैगनीसियम वा ३२·६ ग्राम यशद की आवश्यकता होती है । धातुओं की इन तौलों को उनका संयोजन भार कहते हैं । तत्त्वों का सयोजन भार उस तौल को कहते हैं जो हाइड्रोजन के एकांक तौल के साथ वा आक्सिजन के आठ एकांक के साथ संयुक्त होती है वा हाइड्रोजन के एकांक तौल वा आक्सिजन के ८ एकांक तौल के स्थान को ग्रहण करती है । इस प्रकार सोडियम का संयोजनभार २३ और यशद का ३२·६ है । धातुओं का संयोजन भार निम्न रीति से निकाला जाता है ।

१. धातु की ज्ञात तौल को तनु अम्ल में घुलाने से हाइड्रोजन निकलता है । इस हाइड्रोजन को इकट्ठा कर इसका आयतन नापते हैं और इस आयतन से गणना द्वारा हाइड्रोजन की तौल मालूम करते हैं । इससे यह ज्ञात हो जाता है कि कितनी धातु से कितना हाइड्रोजन निकलता है । तब यह सरलता से मालूम हो जाता है कि एक ग्राम हाइड्रोजन प्राप्त करने वा निकालने के लिये कितने ग्राम धातु की आवश्यकता होगी । धातु की यही तौल इसका संयोजन भार है । यशद का संयोजन भार इस प्रकार निकाल सकते हैं ।

एक कांच बेलन को लो, और इसे प्रायः आधा तनु गंध-काम्ल से भर दो । इस बेलन को काग से बंद कर दो । इस काग में दो छेद हों । एक छेद में एक कांच नली लगी हो जिसके छोर पर २·७२ ग्राम दानेदार यशद लिये हुये बीकर लटका हो । दूसरे छेद में निकास नली लगी हो जो जल से भरी द्रोणी में जल से भरे गैस जार के नीचे जाती हो । कांच के बीकर को जैसे

ही तनु गंधकाम्ल में डुबाया जाता है हाइड्रोजन निकलना शुरू होता है और निकास नली के द्वारा यह गैस जारमें इकट्ठी होती है। जब गैस का निकलना बंद हो जाय तब इस गैस के आयतन को कमरे के तापक्रम और वायुमण्डल के दबाव पर नापो। अब गणना द्वारा इस आयतन को प्रमाण तापक्रम और और प्रमाण दबाव पर के आयतन में परिणत करो। चूंकि एक ग्राम हाइड्रोजन का आयतन प्रमाण तापक्रम और प्रमाण दबाव पर ११२०० सी. सी. होता है, इस यशद से निकलते हुये हाइड्रोजन की तौल सरलता से ज्ञात हो जाती है। इस प्रकार मालूम होता है कि २.७२ ग्राम यशद से ०.०८४ ग्राम हाइड्रोजन निकलता है। तब एक ग्राम हाइड्रोजन निकलने के लिये $\frac{२\cdot७२}{\cdot०८४}$ ग्राम = ३२·४ ग्राम यशद आवश्यक है। अतः यशद का संयोजन भार ३२·४ हुआ।

यशद के स्थान में १·०२ ग्राम मैगनीसियम रिबन वा ०·७६ ग्राम अलुमिनियम पत्तर और तनु हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के प्रयोग से वा १·६४ ग्राम सोडियम और अम्ल के स्थान में कुछ अलकोहल मिले हुये जल के प्रयोग से वही आयतन हाइड्रोजन का निकलता है जो २·७२ ग्राम यशद से निकलता है। इस से मैगनीसियम का संयोजन भार १२·१४, अलुमिनियम का ६·०४ और सोडियम का २३·० हुआ।

२. इस के अतिरिक्त एक दूसरी विधि से भी संयोजन भार निकाला जा सकता है। किसी धातु के लवण के विलयन में दूसरी धातु को डालने से इस दूसरी धातु के द्वारा लवणवाली धातु का निःक्षेप हो जाता है और यह दूसरी धातु घुलकर लवण बन जाती है। ताम्र के सल्फ़ेट वा चाँदी के नाइट्रेट के विलयन में यशद वा लोहे के डालने से यशद वा लोहे के द्वारा क्रमशः ताम्र वा चांदी का निःक्षेप हो जाता है। एक ही अवस्था में भिन्न भिन्न धातुओं के इस प्रकार के निःक्षेप की मात्रा धातुओं के संयोजन भार की अनुपाती होती है।

एक गहरी चीनी की मूषामें, जिसमें प्रायः ६० सी. सी. जल समासके, कापर सल्फ़ेट का प्रायः ४० सी. सी. विलयन रखो। इस ४० सी. सी. विलयन में

कम से कम ३.६ ग्राम कापर सल्फ़ेट विद्यमान रहना चाहिये । इस विलयन में सावधानी से ०.४ ग्राम यशद तौल कर डालो। यशद धीरे धीरे लुप्त होना शुरू होता है और कुछ समय में प्रायः विलकुल लुप्त हो जाता है और उस के स्थान में मूषा के पेंदे में भारी धातु का चूर्ण इकट्ठा हो जाता है । अब मूषा को धीरे धीरे गरम करो और सावधानी से कांच डंटी से हिलाते जावें ताकि सारा यशद पूर्ण रूप से लुप्त हो जाय। जब यह क्रिया पूरी हो जाती है तब सारा यशद ज़िंक सल्फ़ेट के रूप में घुल जाता है और उसके स्थान में कापर सल्फ़ेट से ताम्र निकल आता है । अब एक निःस्यन्दक पत्र को मोड़ कर एक चौड़ी परीक्षा नलिका में रखकर वायु-उष्मक पर प्रायः १००° से० पर कुछ देर तक गरम करो। गरम करने के बाद शुष्ककारक में रखकर ठंढा होने पर तौलो। इसे फिर एक बार गरम कर तब ठंढा कर तौलो। इस प्रकार तब तक ऐसा करते जाव जब तक दो बार की तौल बराबर न हो जाय। इससे शुष्क निःस्यन्दक पत्र की तौल ठीक ठीक मालूम हो जाती है।

अब इस निःस्यंदक पत्र को कीप में रखकर ताम्र के उपरोक्त चूर्ण को उस पर स्थानान्तरित करो और गरम जल से बार बार धोओ ताकि सारा कापर सल्फ़ेट और ज़िंक सल्फ़ेट उसमें से घुलकर निकल जाय। घुला हुआ जल अमोनिया से जब नीला रँग देना बंद कर दे तब समझना चाहिये कि सारा कापर सल्फ़ेट निकल गया है। अंत में एक दो बार अलकोहल से धोकर तब वायुउष्मक पर सूखने के लिये रखना चाहिये। जब पूर्ण रूप से सूख जाय तब उसी पहिली परीक्षानालिका में रखकर तौलो। फिर सुखा कर तौलो। जब दो बार तौलने से तौल में कोई अंतर न हो तब समझना चाहिये कि यह बिलकुल सूख गया है।

यहां हमें मालूम है कि यशद की तौल कितनी है और इस यशद ने कितने ताम्र को कापर सल्फ़ेट से निकाल डाला है। यदि यह प्रयोग सावधानी से किया जाय तो मालूम होगा कि ३२.७ ग्राम यशद ३१.८ गूाम ताम्र को निःक्षिप्त कर देता है। चूँकि यशद का संयोजन भार ३२.७ है अतः ताम्र का संयोजन भार ३१.८ हुआ।

कापर सल्फ़ेट के स्थान में यदि सिल्वर नाइट्रेट का प्रयोग हो तो चांदी का संयोजन भार भी इसी विधि से निकाला जा सकता है। इस प्रकार का प्रयोग लोहे और कापर सल्फ़ेट के बीच भी अथवा लोहे वा मैगनीसियम और सिल्वर नाइट्रेट के बीच भी हो सकता है।

३. एक दूसरी विधि से भी संयोजन भार निकाला जा सकता है। अनेक धातुएं आक्सिजन के साथ आक्साइड बनती हैं। धातु की ज्ञात तौल को आक्साइड में परिणत कर उस आक्साइड को तौलने से धातु और आक्सिजन के बीच की तौल का सम्बन्ध मालूम हो जाता है। चूंकि एक ग्राम हाइड्रोजन ७·६४ ग्राम आक्सिजन से संयुक्त होता है अतः आक्सिजन का संयोजन भार ७·६४ हुआ। अब इस आक्सिजन के संयोजन भार से तुलना करने पर धातुओं के संयोजन भार सरलता से निकाले जा सकते है।

कुछ धातुएं मैगनीसियम सरीखी केवल वायु वा आक्सिजन में गरम करने से आक्साइड बन जाती हैं। अधिकांश धातुओं को पहले नाइट्रिक अम्ल में घुलाकर नाइट्रेट बनाते हैं और जब तेज़ आंच में गरम कर वा जलाकर नाइट्रेटों को आक्साइडों में पराणित करते हैं। इस प्रकार ताम्र, सीस, टिन, इत्यादि धातुओं के संयोजन भार मालूम किये जा सकते है।

४. कुछ दशाओं में उपर्युक्त विधियों में से कोई भी प्रयुक्त नहीं हो सकती। इस दशा में यदि सम्भव हो तो धातु को धातु के क्लोराइड में परिणत करते हैं। धातु और धातु के क्लोराइड की तौलों से यह मालूम करते हैं कि धातु के कितने ग्राम क्लोरीन के ३५·५ ग्राम से संयुक्त होते हैं। धातु की यही तौल उसका संयोजन भार होता है।

५. फैरेडे ने सिद्ध किया था कि लवणों के विलयनों के विद्युत विच्छेदन से विद्युतद्वारों पर धातुओं की जो मात्रा मुक्त होती है वह उन धातुओं के संयोजन भार की अनुपाती होती है। विद्युत की एक ही मात्रा से निकले हाइड्रोजन और विद्युत द्वार पर निःक्षिप्त धातु की तौल से उस धातु का संयोजन भार मालूम हो जाता है।

उपर्युक्त विधियां साधारणतः धातुओं के लिये प्रयुक्त होती हैं। अधिकांश

अधातुएं गैसीय होती हैं इस कारण उनके संयोजन भार का निर्धारण अधिक कठिन होता है ।

अधातुओं के लिये निम्न विधियां साधारणत: प्रयुक्त होती हैं ।

१. उन्हें हाइड्राइड में परिणत कर उनकी और हाइड्रोजन की तौल मालूम करने से उनका संयोजन भार निकल आता है ।

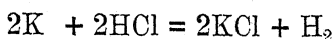
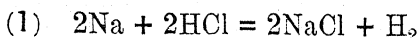
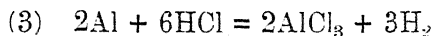
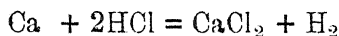
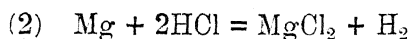
२. उन्हें आक्साइड वा क्लोराइड में परिणत कर उनकी और आक्सिजन वा क्लोरीन की तौल मालूम करने से भी संयोजन भार निकल जाता है ।

कुछ तत्त्वों के दो वा दो से अधिक आक्साइड होते हैं । ऐसी धातुओं के भिन्न भिन्न आक्साइडों में संयोजन भार भी भिन्न भिन्न होता है ।

बन्धकता । हाइड्रोजन अनेक तत्त्वों के साथ मिलकर यौगिक बनता है । इन यौगिकों के सूत्र भिन्न भिन्न होते हैं । हाइड्रोजन और क्लोरीन का जो यौगिक बनता है उसका सूत्र HCl है । हाइड्रोजन और ब्रोमीन के यौगिक का सूत्र HBr और हाइड्रोजन और आयोडीन के यौगिक का सूत्र HI, हाइड्रोजन और आक्सिजन के यौगिक का सूत्र H_2O, और हाइड्रोजन और गन्धक के यौगिक का सूत्र H_2S, हाइड्रोजन और नाइट्रोजन के यौगिक का सूत्र NH_3, हाइड्रोजन और फ़ास्फ़रस के यौगिक का सूत्र PH_3, हाइड्रोजन और कार्बन के यौगिक का सूत्र CH_4, और हाइड्रोजन और सिलिकन के यौगिक का सूत्र SiH_4, हैं । हाइड्रोजन धातुओं के साथ भी संयुक्त होता है किन्तु इनके यौगिक स्थायी नहीं होते । धातुओं और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल (HCl) के यौगिक (लवण) बहुत स्थायी होते हैं । हमलोग इन यौगिकों के सूत्रों को ध्यान से देखें ।

हाइड्रो-क्लोरिक अम्ल और सोडियम, पोटासियम, मैगनीसियम, कालसियम, और अलुमिनियम के बीच निम्न समीकरण के अनुसार क्रियाएँ होती हैं ।

$$(1) \quad 2Na + 2HCl = 2NaCl + H_2$$
$$2K + 2HCl = 2KCl + H_2$$

$$(2) \quad Mg + 2HCl = MgCl_2 + H_2$$
$$Ca + 2HCl = CaCl_2 + H_2$$
$$(3) \quad 2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2$$

ऊपर जो सूत्र दिये हुए हैं उनसे मालूम होता है कि हाइड्रोजन का एक परमाणु क्लोरीन, ब्रोमिन, और आयोडीन के एक एक परमाणु से संयुक्त होता है। हाइड्रोजन के दो परमाणु आक्सिजन और गंधक के एक एक परमाणु से संयुक्त होते हैं। हाइड्रोजन के तीन परमाणु नाइट्रोजन और फ़ास्फ़रस के एक एक परमाणु से संयुक्त होते हैं और हाइड्रोजन के चार परमाणु कार्बन और सिलिकन के एक एक परमाणु से संयुक्त होते हैं। फिर क्लोरीन का एक परमाणु सोडियम और पोटासियम के एक एक परमाणु से संयुक्त होता है। क्लोरीन के दो परमाणु मगनीसियम और कालसियम के एक एक परमाणु से और क्लोरीन के तीन परमाणु अलुमिनियम के एक परमाणु से संयुक्त होते हैं।

इस प्रकार भिन्न भिन्न तत्त्वों के एक एक परमाणु में हाइड्रोजन वा क्लोरीन के परमाणुओं से भिन्न भिन्न संख्याओं में संयुक्त होने की क्षमता विद्यमान है। क्लोरीन, आक्सिजन, नाइट्रोजन और कार्बन के एक एक परमाणु के लिये हाइड्रोजन के क्रमशः १,२,३ वा ४ परमाणुओं की आवश्यकता होती है। सोडियम, कालसियम और अलुमिनियम के एक एक परमाणु के लिये क्लोरीन के क्रमशः १, २ वा ३ परमाणुओं की आवश्यकता होती है। तत्त्वों के इस परस्पर सम्बन्ध होने की क्षमता को **'बन्धकता'** कहते हैं। तत्त्वों की बन्धकता भिन्न भिन्न हो सकती है। इस बन्धकता को नापने के लिये हाइड्रोजन की बन्धकता एकांक मानी गई है। इस प्रकार हाइड्रोजन की बन्धकता एक है। क्लोरीन, ब्रोमीन, आयोडीन की बन्धकता भी तब एक ही हुई क्योंकि हाइड्रोजन का एक परमाणु क्लोरीन, ब्रोमीन और आयोडीन के एक एक ही परमाणु से संयुक्त होता है। आक्सिजन और गंधक की बन्धकता दो हुई क्योंकि आक्सिजन और गंधक के एक एक परमाणु हाइड्रोजन के दो परमाणु से संयुक्त होते हैं। इसी प्रकार नाइट्रोजन और फास्फ़रस की बन्धकता ३, कार्बन

और सिलिकन की बन्धकता ४ हुई। चूँकि क्लोरीन का एक परमाणु सोडियम वा पोटासियम के एक परमाणु से संयुक्त होता है। अतः सोडियम और पोटासियम की भी बन्धकता एक ही हुई। इसी प्रकार कालसियम और मैगनीसियम की बन्धकता २ और अलुमिनियम की बन्धकता ३ हुई।

जिन तत्त्वों की बन्धकता एक है उन्हें 'एकबन्धक' कहते हैं। जिनकी बन्धकता २ हैं, उन्हें द्विबन्धक, जिनकी ३ है, उन्हें त्रिबन्धक इत्यादि इत्यादि कहते हैं।

इस प्रकार क्लोरीन, ब्रोमीन, सोडियम और पोटासियम एकबन्धक तत्त्व हैं। आक्सिजन, गंधक, कालसियम और मैगनीसियम द्विबन्धक तत्त्व हैं। नाइट्रोजन फास्फ़रस और अलुमिनियम त्रिबन्धक तत्त्व हैं। इत्यादि इत्यादि।

ताम्र, लोहा, पारा और बंग सदृश कुछ धातुएँ ऐसी हैं जिनके लवण दो भिन्न भिन्न श्रेणियों के होते हैं और उनमें इन धातुओं की बन्धकता भिन्न भिन्न होती है। कुछ लवणों में लोहा द्विबंधक होता है, जैसे फेरस क्लोराइड $FeCl_2$ में और कुछ लवणों में त्रिबंधक, जैसे फेरिक क्लोराइड $FeCl_3$ में। कुछ लवणों में बंग द्विबंधक है और कुछ लवणों में चतुर्बन्धक।

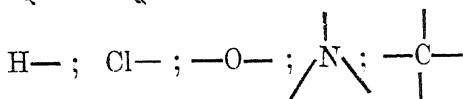
कुछ तत्त्वों, प्रधानतः अधातुओं, की बन्धकता हाइड्रोजन के यौगिकों के संगठन ज्ञान से ज्ञात होती है। किन्तु अधिकांश तत्त्वों, धातुओं और अधातुओं, की बन्धकता, उनके आक्साइड के अध्ययन से ज्ञात होती हैं, यदि ऐसे आक्साइडों में यह मान लिया जाय कि आक्सिजन द्विबंधक है। सोडियम आक्साइड का सूत्र Na_2O, कालसियम आक्साइड का CaO, अलुमिनियम आक्साइड का Al_2O_3, कार्बन डाइ-आक्साइड का CO_2, गंधक डाइ-आक्साइड का SO_2, फ़ास्फ़रस पैन्टाक्साइड का P_2O_5 है। अतः इन यौगिकों में सोडियम एकबन्धक, कालसियम द्विबंधक, अलुमिनियम त्रिबंधक, कार्बन और गंधक चतुर्बन्धक और फ़ास्फ़रस पञ्चबन्धक हैं। गन्धक ट्राइ-आक्साइड SO_3 में गन्धक षट्बन्धक है।

कुछ यौगिकों में जैसे NH_3 में नाइट्रोजन त्रिबंधक हैं और कुछ यौगिकों

में जैसे N_2O_5 में यह पञ्चबन्धक है। कुछ यौगिकों में जैसे SO_2 में गंधक चतुर्बन्धक और कुछ यौगिकों में जैसे SO_3 में यह षट्बन्धक होता है। इस प्रकार कई तत्त्व सम और विषम बन्धकता प्रदर्शित करते हैं। इस प्रकार भिन्न भिन्न यौगिकों में तत्त्वों की बन्धकता भिन्न भिन्न हो सकती हैं। इस बन्धकता की दृष्टि से कुछ सामान्य तत्त्वों को निम्न सारिणी में विभाजित किया है॥

एकबंधक	द्विबंधक		त्रिबंधक	चतुर्बन्धक	पञ्चबंधक	षट्बंधक
H	Ba	Hg (इक)	Al	Sn (इक)	P(PCl_5 में)	S(SO_3 में)
Na	Sr	Cu (इक)	Cr	C	N (N_2O_5 में)	
K	Ca	Fe (अस)	Fe (इक)	Si		
Ag	Mg	Mn (अस)	Sb (अस)	S (SO_2 में)		
Hg (अस)	Zn	Sn (अस)	B			
Cu (अस)	Co	S	P (PCl_3 में)			
F	Ni		N (NH_3 में)			
Cl	Pb					
Br						
I						

तत्त्वों की बन्धकता को तत्त्वों के संकेत के निकट एक छोटी रेखा खींच कर सूचित करते हैं। इस रेखा को 'बन्धन' कहते हैं। इस प्रकार हाइड्रोजन, क्लोरीन, आक्सिजन, नाइट्रोजन और कार्बन की क्रमशः १, १, २, ३ और ४ बन्धकता को इस प्रकार सूचित करते हैं।

$$H— ;\quad Cl— ;\quad —O— ;\quad >N— ;\quad —\overset{|}{\underset{|}{C}}—$$

जब हाइड्रोजन क्लोरीन के साथ संयुक्त होता है तब इसे इस प्रकार प्रगट करते हैं H—Cl। जब हाइड्रोजन आक्सिजन के साथ संयुक्त होता है तब

किसी धातु के ०·१७७ ग्राम को तनु हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुलाने से १२° श और ७५० मम. दबाव पर १७७ घ. सम. शुष्क हाइड्रोजन निकलता है। इस से धातु का संयोजन भार निकालो।

(एक लिटर हाइड्रोजन का भार प्रमाण तापक्रम और दबाव पर ०·०६ ग्राम होता है।)

३. तत्त्वों के संयोजन भार की परिभाषा करो। ताम्र के दो आक्साइडों में क्रमशः ८८·७ और ७६·६ भाग प्रतिशत धातु का विद्यमान है। इन दोनों यौगिकों में ताम्र का संयोजन भार निकालो।

(मद्रास १६१६)

४. यदि तुम्हें अलुमिनियम, समाहृत हाइड्रोक्लोरिक अम्ल और जल दिये हुए हों तो अलुमिनियम का संयोजन भार कैसे निर्धारित करोगे ?

५. उदाहरण के साथ 'बन्धकता' की व्याख्या करो।

६. क्या तत्त्वों की बन्धकता एक ही होती है वा एक से अधिक भी ? उन तत्त्वों के नाम लो जिनकी बन्धकता एक से अधिक होती है। उन तत्त्वों के यौगिकों में बन्धकता के साथ साथ यौगिकों का संगठन कैसे परिवर्तित होता है ?

परिच्छेद ५

गैसों के भौतिक गुण ।

गैसों के भौतिक गुण । प्रसार और संकोचन । गैसों की एक विशेषता यह है कि स्थान के पाने से दबाव के अभाव में वे अपरिमित फैल सकती हैं और दबाव से थोड़े से थोड़े स्थान को ग्रहण कर सकती हैं । एक लिटर क्लोरीन सारे कमरे में फैल सकता है अथवा केवल दो चार घ. सम. में बन्द रह सकता है । गैसों के कणों के बीच में शून्य स्थान रहता है । गैसों के प्रसार से इस शून्य स्थान की वृद्धि होती है और संकोचन से इस शून्य स्थान की कमी होती है । गैसों के छोटे छोटे कणों को अणु कहते हैं । दबाव से अणुओं के विस्तार में कोई भेद नहीं होता ।

स्थितिस्थापकत्व । गैसों के गत्यात्मक सिद्धान्त से विदित होता है कि गैसों के अणु सब ही दिशाओं में भ्रमण करते रहते हैं । इन भ्रमणों के कारण अणु पात्र की दीवारों से टकराते हैं और इन टक्करों के कारण गैसों में सब ही दिशाओं में दबाव होता है । समय के व्यतीत होने से इस दबाव में कोई भेद नहीं होता । इस से विदित होता है कि इन असंख्य टक्करों से गैसों की शक्तियों का ह्रास नहीं होता । इस से ज्ञात होता है कि गैसें पूर्ण रूप से स्थितिस्थापक हैं ।

गैसों पर ताप का प्रभाव । बहुत समय से ज्ञात है कि ताप से गैसें फैलती हैं और ठण्डक से सिकुड़ती हैं । यह भी ज्ञात है कि तापक्रम के एक ही परिवर्तन से भिन्न भिन्न वस्तुएँ भिन्न भिन्न मात्रा में परिवर्तित होती हैं । चार्ल्स और गेलूसक ने पहले पहल सिद्ध किया कि तापक्रम की एक ही मात्रा के परिवर्तन से भिन्न भिन्न गैसें तुल्य परिमाण में फैलती और सिकुड़ती हैं । इस नियम को '**चार्ल्स का नियम**' कहते हैं । इस नियम की परिभाषा इस प्रकार की जा सकती है ।

"एक ही दबाव पर भिन्न भिन्न गैसों के तुल्य आयतन, तापक्रम की एक ही मात्रा की वृद्धि से, तुल्य परिमाण में फैलते हैं।"

चार्ल्स ने यह भी पता लगाया कि गैसों के आयतन किस परिमाण में फैलते हैं। उन्होंने देखा कि १° श की वृद्धि से गैसों का $\frac{१}{२७३}$ वां अंश बढ़ जाता है। अतः इस नियम की एक दूसरी रीति से इस प्रकार व्याख्या की जा सकती है।

"एक ही दबाव पर प्रत्येक १° श तापक्रम की वृद्धि वा न्यूनता से गैसों के आयतन का $\frac{१}{२७३}$ वां भाग बढ़ता वा घटता है"। इस $\frac{१}{२७३}$ भिन्न को गैसों के प्रसार का गुणक कहते हैं।

किसी गैस का ०° श पर एक आयतन १° श पर $१+\frac{१}{२७३}$ आयतन हो जाता है

"	"	"	२° श	$१+\frac{२}{२७३}$	"	"
"	"	"	३° श	$१+\frac{३}{२७३}$	"	"
"	"	"	५०° श	$१+\frac{५०}{२७३}$	"	"
"	"	"	−१° श	$१-\frac{१}{२७३}$	"	"
"	"	"	−२° श	$१-\frac{२}{२७२}$	"	"
"	"	"	−५०° श	$१-\frac{५०}{२७३}$	"	"
"	"	"	−२७३° श	$१-\frac{२७३}{२७३}=०$	"	होजाना चाहिये

गैसें −२७३° श पर पहुंचने के पहले ही द्रवीभूत हो जाती हैं।

साधारण तापक्रम पर उन के व्यवहार के अनुसार –२७३° श पर गैसों का आयतन बिलकुल लुप्त हो जाना चाहिये। कम से कम बहुत ही अल्प प्रायः शून्य के बराबर हो जाना चाहिये। इस –२७३° श को तापक्रम का परम शून्य और इस शून्य से जो तापक्रम मापा जाता है उसे परम तापक्रम कहते हैं।

सेन्टीग्रेड या शतांश की डिगरियों में २७३ के जोड़ने से वे सरलता से परम तापक्रम की डिगरियों में परिणत हो जाती हैं।

–२७३° श	बराबर है	(–२७३ + २७३)	वा ०°	परम तापक्रम के
– १° श	,,	(–१ + २७३)	वा २७२°	,,
१०° श	,,	(+१० + २७३)	वा २८३°	,,
३०° श	,,	(३० + २७३)	वा ३०३°	,,

चार्ल्स का नियम अब एक दूसरी रीति से भी प्रकट किया जा सकता है।

"यदि दबाव स्थिर रहे तो किसी गैस का आयतन उस के परम तापक्रम का अनुक्रमानुपाती होता है"।

$$\text{वा} \quad \frac{\text{आ}_1}{\text{आ}} = \frac{\text{ट}_1}{\text{ट}}$$

जहां आ और ट क्रमशः प्रारम्भिक आयतन और परम तापक्रम और आ_1 और ट_1 क्रमशः अन्तिम आयतन और परम तापक्रम हैं,

दबाव का प्रभाव। गैसों के आयतन और दबाव के बीच का सम्बन्ध पहले पहल बायल ने स्थापित किया था। उन्होंने देखा कि दबाव की वृद्धि से आयतन की कमी होती है। बायल ने इस सम्बन्ध में जो नियम स्थापित किया वह **'बायल का नियम'** के नाम से प्रसिद्ध है। इस नियम की व्याख्या इस प्रकार की जा सकती है।

"तापक्रम के स्थायी रहने पर गैसों का आयतन उन के दबाव का उत्क्रमानुपाती होता है।"

यदि वायुमण्डल के दबाव पर किसी गैस का आयतन एक लिटर है तो दो वायुमण्डल के दबाव पर इस का आयतन आधा लिटर, तीन वायुमण्डल

के दबाव पर तृतीयांश लिटर, चार वायुमण्डल के दबाव पर चतुर्थांश लिटर और पांच वायुमण्डल के दबाव पर पञ्चमांश लिटर हो जायगा।

दबाव × आयतन, स्थायी होता है।
वा द × आ, ,,

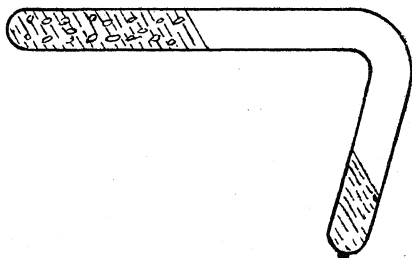
इस नियम की यथार्थता सरलता से वायु को किसी अंशाङ्कित नली में रखकर भिन्न भिन्न दबाव में रखने से प्रमाणित की जा सकती है। बायल का यह नियम सभी गैसों के लिए और सभी अवस्थाओं में ठीक नहीं मालूम होता। शीघ्रता से द्रवीभूत न होने वाली गैसों के लिये और वह भी कुछ परिमित तापक्रम और दबाव पर ही यह नियम ठीक मालूम होता है। अधिक निम्न तापक्रम और अधिक दबाव पर गैसें गैसीय अवस्था से द्रव में परिणत हो जाती हैं और ऐसी अवस्था में बायल का नियम ठीक नहीं घटता।

सल्फ़र डाइ-आक्साइड गैस यदि एक वायुमण्डल के दबाव पर १०० घ. सम. है तो ४ वायुमण्डल के दबाव पर इस का आयतन २५ घ. सम. होना चाहिये पर ४ वायुमण्डल के दबाव पर पहुंचने के पहले ही सारा सल्फ़र डाइ-आक्साइड द्रवीभूत होकर कुछ बूंद द्रव में परिणत हो जाता है अतः यह स्पष्ट है कि इक दशा में बायल का नियम इस गैस के लिए ठीक नहीं घटता। तापक्रम की न्यूनता से भी गैसें द्रवीभूत हो जाती हैं। अतः निम्न तापक्रम पर भी यह नियम ठीक नहीं घटता।

गैसों का द्रवीभवन। केवल दबाव के द्वारा सभी तापक्रमों पर गैसें द्रवीभूत नहीं हो सकतीं। प्रत्येक गैस के लिए एक विशिष्ट तापक्रम होता है, जिस तापक्रम के ऊपर कितना ही दबाव क्यों न हो पर गैसें द्रवीभूत नहीं हो सकतीं। १८६६ ई० में एन्डरुज़ ने देखा कि ३१° श के ऊपर दबाव कितना ही अधिक क्यों न हो पर कार्बन डाइ-आक्साइड द्रवीभूत नहीं होता। इस ३१° श तापक्रम को उन्होंने उस गैस का 'चरम' तापक्रम नाम रखा। इस चरम तापक्रम पर गैसों को द्रवीभूत करने के लिए जितने दबाव की आवश्यकता होती है उस दबाव को 'चरम' दबाव कहते हैं। अतः किसी गैस का 'चरम तापक्रम' वह तापक्रम है जिस तापक्रम के ऊपर वह

गैस केवल दबाव से द्रवीभूत न हो सके । चरम तापक्रम पर किसी गैस को द्रवीभूत करने के लिए जितने दबाव की आवश्यकता होती है उस दबाव को उस गैस का 'चरम दबाव' कहते हैं । चरम तापक्रम से नीचे के तापक्रम पर गैसें चरम दबाव से कम ही दबाव पर द्रवीभूत हो जाती हैं । कुछ गैसों के चरम तापक्रम और चरम दबाव निम्न है ।

	चरम तापक्रम	चरम दबाव
हाइड्रोजन	–२४१° श	११
आक्सिजन	–११८·८° श	५१
नाइट्रोजन	–१४६° श	३५
कार्बन मनाक्साइड	–११४° श	३६
मिथेन	–१८·८° श	५५
नाइट्रस् आक्साइड	३७° श	७२
कार्बन डाइ-आक्साइड	३१° श	७३
अमोनिया	१३१° श	१३१
क्लोरीन	१४१° श	८४

फैरैडे ने अनेक गैसों को एक मुड़ी हुई कांच नली में बन्द कर द्रवीभूत किया था । कांच नली की एक भुजा में उन पदार्थों को रखा था जिनके गरम करने से गैसें निकलती थीं और दूसरी भुजा को बरफ़ में निमज्जित रखा था । बन्द नली में इस प्रकार उत्पन्न गैसों के दबाव से कुछ गैसें द्रवीभूत हुई और ठण्ढ़ी भुजा में इकट्ठी हुई । इस प्रकार फैरैडे ने क्लोरीन,

चित्र नं० ३

सल्फ़र डाइ-आक्साइड, अमोनिया और सायनोजन को द्रवीभूत किया था । पीछे उन्होंने एक छोटे सम्पीड़क पम्प के द्वारा सम्पीड़ित कर निम्न तापक्रम

पर कार्बन डाइ-आक्साइड, हाइड्रोजन क्लोराइड, नाइट्रस् आक्साइड और अन्य गैसों को द्रवीभूत किया था। हाइड्रोजन, आक्सिजन और नाइट्रोजन सदृश गैसों को वे इस विधि से द्रवीभूत न कर सके। अतः ये गैसें 'स्थायी गैस' के नाम से पुकारी जाने लगीं।

पिके और कैलेटे ने अधिक दबाव और अधिक ठण्ढ़क से स्थायी गैस कहाने वाली गैसों को द्रवीभूत किया। पिके की विधि वही थी जिसे फैरेडे ने प्रयुक्त किया था, अन्तर केवल यही था कि पिके के पास ऐसे यन्त्र और साधन उपस्थित थे जिन से बहुत अधिक दबाव और बहुत अधिक ठण्ढ़क प्राप्त हो सकता था। आक्सिजन को द्रवीभूत करने के लिये उन्होंने मज़बूत पिटवां लोहे के रिटार्ट का, जिस में एक लम्बी, बड़ी मज़बूत, पतले छिद्र की क्षैतिज ताम्र नली लगी हुई थी, प्रयोग किया था। इस ताम्र नली के दूर छोरे मे दबावमापक लगा हुआ था जिस में ८०० तक वायुमण्डल का दबाव सूचित हो सकता था। इस नली को एक चौड़ी नली में ठण्ढ़ा करते थे जिसमें -१२०° श से -१४०° श तापक्रम पर द्रव कार्बन डाइ-आक्साइड की अविरत धारा को प्रवाहित करने के लिये आठ अश्व बल के दो दो इंजन काम कर रहे थे। पोटासियम क्लोरेट के गरम करने से निकला हुआ आक्सिजन का दबाव रिटार्ट और नली में शीघ्र ही बढ़ गया और इस प्रकार आक्सिजन दबाव और ठण्ढ़क से द्रवीभूत होगया।

कैलेटे ने जो विधि प्रयुक्त की थी उस में उच्च दबाव शुद्ध यांत्रिक साधन से प्राप्त होता था। इस प्रकार कैलेटे ने अधिक दबाव और अधिक ठण्ढ़क से अनेक गैसों को द्रवीभूत किया था। आज कल लिण्डे की मशीन से द्रव वायु प्राप्त होती है। इस यन्त्र और इस यन्त्र के सिद्धान्त का वर्णन आने वाले प्रकरणों में होगा।

तापक्रम और दबाव का संयुक्त प्रभाव।

यदि तापक्रम स्थिर हो तो बायल के नियम के अनुसार

(१) $\frac{आ_०}{आ_१} = \frac{द_१}{द_०}$ समीकरण प्राप्त होता है।

यदि दबाव स्थिर रहे तो चार्ल्स के नियम के अनुसार

(२) $$\frac{आ_0}{आ_1} = \frac{ट_0}{ट_1}$$ समीकरण प्राप्त होता है।

दोनों नियमों के मिलाने से आयतन स्थिर रहने पर

(३) $$\frac{द_0}{द_1} = \frac{ट_0}{ट_1}$$ समीकरण प्राप्त होता है।

यहां $आ_0$, $द_0$, और $ट_0$, क्रमशः प्रारम्भिक आयतन, दबाव और परम तापक्रम है और $आ_1$, $द_1$ और $ट_1$ क्रमशः अन्तिम आयतन दबाव और परम तापक्रम है।

यदि गैस को $ट_0$ से $ट_1$ तक गरम किया जाय और आयतन को स्थायी रखा जाय तब गैस का दबाव बढ़ जायगा। मान लें कि इसका दबाव 'द' हो जाता है तब समीकरण (३) के अनुसार

(४) $$\frac{द_0}{द} = \frac{ट_0}{ट_1}$$ हो जायगा।

अब यदि गैस को $आ_0$ से $आ_1$ तक स्थायी तापक्रम $ट_1$ पर फैलने दें तो समीकरण (१) के अनुसार

$$द\ आ_0 = द_1 . आ_1$$

$$वा\ \ द = \frac{द_1\ आ_1}{आ_0}$$

समीकरण (४) में द का मान $\frac{द_1\ आ_1}{आ_0}$ रखने से

$$\frac{द_0\ आ_0}{द_1\ आ_1} = \frac{ट_0}{ट_1}$$ प्राप्त होता है।

$$वा\ \ \frac{आ_0}{आ_1} = \frac{द_1 \times ट_0}{द_0 \times ट_1}$$

गैसों का घनत्व । गैसों के एकांक आयतन की तौल को उनका घनत्व कहते हैं। घनत्व के लिये एक लिटर का आयतन बहुत सुविधाजनक समझा जाता है। भिन्न भिन्न गैसों का घनत्व भिन्न भिन्न होता है। हाइड्रोजन सब से हलकी गैस है अतः गैसों का आपेक्षिक घनत्व मालूम करने के लिये हाइड्रोजन का घनत्व एकांक माना जाता है। किसी गैस के किसी विशिष्ट आयतन की तौल को हाइड्रोजन के उसी आयतन की तौल से भाग देने से जो अङ्क प्राप्त होता है वही उस गैस का आपेक्षिक घनत्व होता है। इस प्रकार भिन्न भिन्न गैसों के किसी विशिष्ट आयतन के तौलने और इस तौल को हाइड्रोजन के उसी आयतन की तौल से भाग देने से उस गैस का आपेक्षिक घनत्व मालूम हो जाता है। चूंकि गैसें दबाव और तापक्रम से बढ़ती और घटती हैं अतः उनका आयतन किसी विशिष्ट तापक्रम और दबाव पर ही मापा जाता अथवा गणना के द्वारा किसी विशिष्ट तापक्रम और दबाव के आयतन में परिणत किया जाता है। साधारणतः गैसें ०° श और समुद्र तल पर वायुमण्डल के दबाव पर जो पारे के स्तम्भ को ७६० मम. ऊँचा उठाता है मापी जाती है। इस ०° श तापक्रम और ७६० मम. दबाव को **प्रमाण** तापक्रम और **प्रमाण** दबाव कहते हैं। प्रमाण तापक्रम और प्रमाण दबाव पर हाइड्रोजन के एक लिटर की तौल ०.०९ ग्राम होती है। प्रमाण तापक्रम और प्रमाण दबाव पर वायु के एक लिटर की तौल १.२९३ ग्राम होती है। कार्बन डाइ-आक्साइड क एक लिटर की तौल २ ग्राम होती है। कभी कभी गैसों के घनत्व की तुलना वायु के घनत्व से की जाती है।

गैसों का व्यापन । हाइड्रोजन सब से हलकी गैस है। वायु इस से प्रायः १४ गुनी भारी होती है। यदि एक जार को हाइड्रोजन से भर कर और दूसरे जार को वायु से भर कर हाइड्रोजन वाले जार को वायु वाले जार पर औंधा दें तो कुछ समय के बाद परीक्षा से मालूम होगा कि हलका होने पर भी हाइड्रोजन ऊपर के जार से नीचे के जार में चला आया है और वायु भारी होने पर भी गुरुत्वाकर्षण के विरुद्ध

नीचे के जार से ऊपर के जार में चली गई है। कुछ समय के बाद हाइड्रोजन और वायु का एकसा मिश्रण बन जाता है और भिन्न भिन्न घनत्व के कारण ये गैसें पृथक नहीं हो सकतीं।

दो गैसों के बीच बहुत दूरी रहने पर भी गैसें इस प्रकार मिश्रित हो जाती हैं। एक मज़बूत बोतल में हाइड्रोजन और दूसरी मज़बूत बोतल में आक्सिजन रखकर इन दोनों बोतलों को एक वा दो गज़ लम्बी रबड़ की नली से मिलाने से और इन दोनों बोतलों में हाइड्रोजन की बोतल को ऊपर रखने और आक्सिजन की बोतल को नीचे रखने से भी कुछ समय (प्रायः दो घन्टे) के बाद देख पड़ेगा कि ये दोनों गैसें मिश्रित होगई हैं। यह मिश्रित होना इन दोनों बोतलों में आग लगाने से देखा जाता है क्योंकि इन दोनों गैसों का मिश्रण विस्फोटन के साथ संयुक्त होता है। इस प्रकार एक गैस को दूसरी गैस में प्रविष्ट कर जाने, मिश्रित हो जाने की घटना को, **'गैसों का व्यापन'** कहते हैं।

ग्राहम ने देखा कि यदि दो गैसें प्लास्टर औफ़ पेरिस की बनी सूषिर परदे के द्वारा पृथक् पृथक् रखी जांय तो इस परदे पर दोनों ओर गैसों का दबाव व्यापन के कारण एकसा नहीं रहता। अर्थात् हलकी गैसें इस परदे के द्वारा शीघ्रता से प्रविष्ट कर जाती हैं और भारी गैसें उतनी शीघ्रता से नहीं प्रविष्ठ करतीं। आज कल अनेक ऐसे साधन हैं जिन से यह देखा जा सकता है कि ऐसे परदे के द्वारा हलकी गैस भारी गैसों से अधिक शीघ्रता से व्याप्त हो जाती है।

भिन्न भिन्न गैसों के व्यापन के अध्ययन से ग्राहम ने इस सम्बन्ध में एक नियम की स्थापना की जिसे **'ग्राहम के गैसीय व्यापन का नियम'** कहते हैं। इस नियम की व्याख्या इस प्रकार की जा सकती है।

'गैसों के व्यापन का आपेक्षिक वेग उन के घनत्व के बर्गमूल का उत्क्रमानुपाती होता है'।

हाइड्रोजन का आपेक्षिक घनत्व १ और आक्सिजन का १६ है। अतः

हाइड्रोजन और आक्सिजन के व्यापन का वेग $\sqrt{१६} : \sqrt{१}$ वा ४ : १ निष्पत्ति में होगा। इस कारण हाइड्रोजन आक्सिजन की अपेक्षा ४ गुना अधिक शीघ्रता से व्याप्त होगा। वस्तुतः ऐसा ही देखा जाता है।

डाल्टन के आंशिक दबाव का नियम। दो गैसों को एक दूसरे के संसर्ग में लाने पर यदि उनके बीच कोई रासायनिक क्रिया न होती है तो वे दोनों व्यापन द्वारा एक दूसरे में भलीभांति मिश्रित हो जाती हैं। गैसों के मिश्रण में प्रत्येक गैस का दबाव उतना ही रहता है जितना यदि वह अकेले रहता तब हो सकता था। मिश्रण का पूर्ण दबाव मिश्रण की प्रत्येक गैस के दबाव का योग होता है। इस प्रकार डाल्टन ने एक नियम को प्रतिपादित किया जिसे 'डाल्टन के आंशिक दबाव का नियम' कहते हैं। इस नियम की परिभाषा इस प्रकार की जा सकती है।

'गैसों के मिश्रण का पूर्ण दबाव उस मिश्रण में उपस्थित प्रत्येक गैस के आंशिक दबाव का योग होता है'।

गैसों की विलेयता। जिस प्रकार घन और द्रव पदार्थ द्रवों में बिलीन होते हैं उसी प्रकार भिन्न भिन्न गैसें भी द्रव में विलीन होती हैं। गैसों की विलेयता और उन के रासायनिक संगठन में कोई सम्बन्ध नहीं है। साधारणतः जो गैसें जल में घुल कर आम्लिक वा क्षारीय विलयन बनती हैं उनकी विलेयता अधिक होती है। हाइड्रोजन, नाइट्रोजन, आक्सिजन, कार्बन मनाक्साइड गैस जल में कम घुलती हैं। अमोनिया, हाइड्रोजन क्लोराइड, सल्फ़र डाइ-आक्साइड गैसें जल में अधिक घुलती हैं। घन पदार्थों की विलेयता तापक्रम की वृद्धि से साधारणतः बढ़ती है पर गैसों की विलेयता तापक्रम की वृद्धि से कम होती है।

प्रमाण दबाव पर १ घ. सम. जल में ०° श पर नाइट्रोजन का ०·०२३ घ. सम., १०° श पर इस का ०·०१६ घ. सम. और २०° श पर ०·०१५ घ. सम. घुलता है। एक घ. सम. जल में अमोनिया ०° श पर १३०५

घ.सम., १०° श पर ९१६ घ. सम. और २०° श पर ७१५ घ. सम. घुलती है। इन अङ्कों से स्पष्ट है कि तापक्रम की वृद्धि से गैसों की विलेयता कम होती जाती है।

गैसों की विलेयता पर दबाव का प्रभाव। दबाव से गैसों की विलेयता बढ़ती है। दबाव और विलेयता के सम्बन्ध को पहले पहल हेनरी ने १८०३ ई० में स्थापित किया था। इस सम्बन्ध को **'हेनरी का नियम'** कहते हैं। इस नियम की परिभाषा इस प्रकार की जा सकती है।

'किसी विशिष्ट द्रव के एकांक आयतन में किसी गैस की तौल उस गैस के दबाव के ऋजु अनुपात में विलीन होती है'।

यदि एक वायुमण्डल के दबाव पर कोई गैस एक घ. सम. जल में ४ ग्राम विलीन होती है, तो दो वायुमण्डल के दबाव पर इस नियम के अनुसार ८ ग्राम विलीन होना चाहिये, तीन वायुमण्डल के दबाव पर १२ ग्राम और चार वायुमण्डल के दबाव पर १६ ग्राम और आधे वायुमण्डल के दबाव पर २ ग्राम। खारे पानी (सोडा वाटर) में दबाव में ही कार्बन डाइ-आक्साइड अधिक रहता है। ज्योंही दबाव कम होता उस में की घुली हुई गैस बहुत कुछ उस से निकल जाती है।

मिश्र गैसों की विलेयता। प्रमाण तापक्रम और प्रमाण दबाव पर एक लिटर जल में हाइड्रोजन का २१ घ. सम. घुलता है। यदि इस गैस में अब नाइट्रोजन प्रविष्ट करावें तो हाइड्रोजन की विलेयता कम हो जाती है और यह गैस अपने आंशिक दबाव के अनुकूल घुलती है। इस प्रकार मिश्र गैसों की विलेयता (१) प्रत्येक गैस की अपनी अपनी विलेयता और (२) गैस के अपने आंशिक दबाव के अनुकूल होती है। जब जल में वायु घुलती है तो आक्सिजन और नाइट्रोजन की विलेयता इस प्रकार होगी।

वायु के प्रतिशतक आयतन में नाइट्रोजन ७९ आयतन (इस में आर्गन भी सम्मिलित है,) और आक्सिजन २१ आयतन रहता है। अतः एक लिटर

जलमें ०° श पर

$$\text{ऑक्सिजन} \quad \frac{४९\times२१}{१००} = १०\cdot२९ \text{ घ. सम.}$$

$$\text{और नाइट्रोजन} \quad \frac{२०\times७९}{१००} = १५\cdot८० \text{ घ. सम. घुलेगा ।}$$

इसी कारण जल की घुली हुई वायु में ऑक्सिजन की मात्रा वायु के ऑक्सिजन की मात्रा से अधिक होती है ।

परिच्छेद ६

अणुभार और परमाणुभार का निर्धारण।

अणु और परमाणु की परिभाषा पिछले प्रकरणों में दी गई है। यह भी कहा गया है कि यौगिकों के सूत्र से अणुभार का और तत्त्वों के संकेत से परमाणुभार का ज्ञान होता है। परमाणुभार से तत्त्वों के निरपेक्ष परमाणुभार का आशय नहीं क्योंकि तत्त्वों के निरपेक्ष परमाणुभार वास्तव में इतने कम होते हैं कि उनका निर्धारण परोक्ष रीति से ही हो सकता है। परमाणुभार का आशय आपेक्षिक परमाणुभार से है। किसी एक तत्त्व के भार को प्रमाण मान कर दूसरे तत्त्व के परमाणुभार उसकी तुलना से निकाले जाते हैं। यह प्रमाण वाला तत्त्व स्वेच्छानुकूल केवल सुविधा की दृष्टि से चुना जाता है। इस काम के लिये व्यावहारिक दृष्टि से दो तत्त्व हाइड्रोजन और आक्सिजन चुने गये हैं। डाल्टन ने हाइड्रोजन को इस लिये चुना कि इसका परमाणुभार सब से छोटा होता है। बरज़ीलियस ने आक्सिजन को चुना क्योंकि यह अधिकांश तत्त्वों के साथ यौगिक बनाता है। हाइड्रोजन दूसरे तत्त्वों के साथ अच्छा और सरलता से विश्लेषित होने वाला यौगिक नहीं बनाता अतः हाइड्रोजन के संयोजनभार की तुलना परोक्ष रीति से ही दूसरे तत्त्वों के संयोजनभार से और बहुधा आक्सिजन के माध्यम द्वारा की जा सकती है। अतः अन्तर्राष्ट्रीय सम्मति से आक्सिजन ही प्रमाण तत्त्व माना गया है और इसका परमाणुभार १६ नियत हुआ है। यह अङ्क भी बिलकुल स्वेच्छानुकूल निर्धारित है। डाल्टन ने हाइड्रोजन का परमाणुभार एक रखा था। बरज़ीलियस ने आक्सिजन का परमाणुभार १०० रखकर अन्य तत्त्वों के परमाणुभार की इस अंक से तुलना की थी। आक्सिजन के परमाणुभार का १६ नियत करने का कारण यह है कि आक्सिजन के इस अङ्क से अन्य तत्त्वों के परमाणुभार की तुलना करने से अन्य तत्त्वों के परमाणुभार के जो अङ्क प्राप्त होते हैं वे उन अङ्कों से बहुत

भिन्न नहीं होते जो हाइड्रोजन के परमाणुभार को एक मान लेने से प्राप्त होते हैं। इस प्रकार यदि इन तत्वों के परमाणुभार के सन्निकट अङ्कों को लें तो हाइड्रोजन वा आक्सिजन किसी तत्व को प्रमाण मानने से प्रायः एक ही अङ्क प्राप्त होते हैं।

इस समय स्वतन्त्र अनुसन्धानकर्ताओं के द्वारा हाइड्रोजन और आक्सिजन के वास्तविक परमाणुभार की निष्पत्ति १:१५.८८ अर्थात् १.००७६:१६ पाई गई है। हाइड्रोजन के परमाणुभार को एक मानने से अन्य तत्वों के जो अङ्क प्राप्त होंगे उन्हें १.००७६ से गुना करने से जो अङ्क प्राप्त होते हैं वे आक्सिजन को १६ मानने से प्राप्त होने वाले अंक होंगे। बहुत सूक्ष्म गणनाओं के लिये यह अन्तर अवश्य ध्यान में रखना चाहिये किन्तु साधारण गणनाओं के लिये यह आवश्यक नहीं।

परमाणुभार के निर्धारण के लिये अनेक विधियां व्यवहृत होती हैं उनमें मुख्य मुख्य विधियों के इन चार वर्गों में विभक्त कर सकते हैं:—

१. **शुद्ध रासायनिक विधियां।**
२. **अणुभार से परमाणुभार निकालने की विधियां।**
३. **तत्वों के बिशिष्ट ताप पर निर्भर विधि।**
४. **यौगिकों की समरूपता पर निर्भर विधि।**

१. शुद्ध रासायनिक विधियां। इन विधियों का आज कल बहुत अधिक व्यवहार नहीं होता। निम्न दृष्टान्तों से इन विधियों का ज्ञान हो जायगा। हाइड्रोजन आक्सिजन के साथ १:८ निष्पत्ति में संयुक्त होता है। जल पर सोडियम की क्रिया से जल विच्छेदित हो जाता और हाइड्रोजन निकलता है। १८ ग्राम जल से एक ग्राम हाइड्रोजन निकलता और ४० ग्राम सोडियम का एक यौगिक बनता है। सोडियम के इस यौगिक में जल का सारा आक्सिजन और कुछ हाइड्रोजन रहता है। अनुकूल दशा में इस यौगिक पर यशद की क्रिया से इस के ४० ग्राम से एक ग्राम और हाइड्रोजन निकलता और ७२.५ ग्राम एक नये यौगिक का प्राप्त होता है जिस में हाइड्रोजन नहीं होता किन्तु

सोडियम और यशद के साथ साथ १८ ग्राम जल का सारा आक्सिजन संयुक्त रहता है। इस प्रकार स्पष्ट रूप से ज्ञात होता है कि जल से दो बराबर बराबर भागों में दो क्रमों में हाइड्रोजन निकलता है। अतः जल के हाइड्रोजन के कण में दो परमाणुओं का होना आवश्यक है। हाइड्रोजन के सदृश जल से दो क्रमों में आक्सिजन किसी भी विधि से निकाला नहीं जा सकता। १८ ग्राम जल पर क्लोरीन की क्रिया से अनुकूल दशा में ७३ ग्राम हाइड्रोजन और क्लोरीन का एक यौगिक प्राप्त होता है और जल का सारा आक्सिजन गैस के रूप में मुक्त हो जाता है। इस से सिद्ध होता है कि जल में हाइड्रोजन के दो परमाणु और आक्सिजन के एक परमाणु विद्यमान हैं। चूंकि ये दोनों तत्त्व १:८ निष्पत्ति में संयुक्त होते हैं अतः आक्सिजन का परमाणुभार १६ से कम नहीं हो सकता। ऐसा कोई भी यौगिक ज्ञात नहीं है जिस में हाइड्रोजन के एक परमाणु की तुलना से आक्सिजन की १६ से कम मात्रा रासायनिक क्रिया में योग देती हो। अतः आक्सिजन का परमाणुभार १६ हुआ।

मिथेन गैस में कार्बन और हाइड्रोजन की निष्पत्ति ३ : १ है। इस यौगिक पर क्लोरीन की क्रिया से चार क्रमों में हाइड्रोजन निकाला जा सकता है। मिथेन के १६ ग्राम पर क्लोरीन की क्रिया से एक ग्राम हाइड्रोजन ३५.५ ग्राम क्लोरीन के साथ संयुक्त हो निकलता है और इस प्रकार कार्बन का जो यौगिक बनता है उस में कार्बन, हाइड्रोजन, और क्लोरीन की निष्पत्ति १२ : ३ : ३५.५ रहती है।

क्रम क्रम से मिथेन का शेष तीन हाइड्रोजन भी क्लोरीन के द्वारा निकाल लिया जा सकता है। इस प्रकार तीन नये यौगिक बनते हैं। अन्तिम यौगिक में केवल कार्बन और क्लोरीन विद्यमान रहता है हाइड्रोजन नहीं। चूंकि मिथेन का हाइड्रोजन चार क्रमों में पूर्ण रूप से निकाल बाहर किया जा सकता है अतः इस के अणु में चार हाइड्रोजन का होना आवश्यक है। इस कारण कार्बन का परमाणुभार १२ हुआ। कार्बन का कोई ऐसा यौगिक ज्ञात नहीं है जिस में हाइड्रोजन की तुलना से कार्बन की १२ से कम मात्रा रासायनिक क्रियाओं में योग देती हो अतः कार्बन का परमाणुभार १२ हुआ।

२. अणुभार से परमाणुभार निकालने की विधि। यह विधि सब से अधिक प्रचलित है और अनेक तत्त्वों के परमाणुभार के निर्धारण में प्रयुक्त होती है। इस विधि में किसी एक तत्त्व के इतने यौगिकों का अणुभार निकाला जाता है जितना सम्भव होसकता है। उन अणुभारों की सूची बनाई जाती है और उन यौगिकों के अणुभार में उस तत्त्व की मात्रा (तौलमें) साथ साथ लिखी जाती है। इन तौलों का महत्तम समावर्तन साधारणतः उस तत्त्व का परमाणुभार होता है। निम्न उदाहरणों से यह स्पष्ट हो जायगा।

हाइड्रोजन

यौगिक	अणुभार	हाइड्रोजन की तौल
हाइड्रोजन क्लोराइड	३६.५	१
हाइड्रोजन ब्रोमाइड	८१.०	१
जल	१८	२
अमोनिया	१७	३
मिथेन	१६	४
ईथेन	३१	६

हाइड्रोजन की तौल का महत्तम समावर्तन एक है। अतः हाइड्रोजन का परमाणुभार १ हुआ।

आक्सिजन

यौगिक	अणुभार	आक्सिजन की तौल
जल	१८	१६
कार्बन मनाक्साइड	२८	१६
नाइट्रिक आक्साइड	३०	१६
कार्बन डाइ-आक्साइड	४४	३२
सलफर डाइ-आक्साइड	६४	३२
क्लोरीन पेराक्साइड	६७.५	३२
सलफ़र ट्राइ-आक्साइड	८०	४८

आक्सिजन की तौल का महत्तम समावर्तन यहां १६ है। अतः आक्सिजन का परमाणुभार १६ हुआ।

यौगिक	नाइट्रोजन अणुभार	नाइट्रोजन की तौल
अमोनिया	१७	१४
नाइट्रिक आक्साइड	३०	१४
नाइट्रोजन	२८	१४
नाइट्रस आक्साइड	४४	२८
सायनोजन	५२	२८

नाइट्रोजन की तौल का महत्तम समावर्तन १४ है। अतः नाइट्रोजन का परमाणुभार १४ हुआ।

इसी प्रकार अन्य तत्त्वों के परमाणुभार भी निकाले जाते हैं। इस प्रकार जो अंक प्राप्त होते हैं वे सन्निकट मान होते हैं। वास्तविक मान निकालने के लिये तत्त्वों के संयोजनभार की सहायता लेनी पड़ती है। किसी तत्त्व का परमाणुभार या तो इसका संयोजनभार वा इसके संयोजनभार का कोई सरल अपवर्त्य होता है।

उपर्युक्त विधि में यौगिकों के अणुभार से तत्त्वों का परमाणुभार निकाला जाता है। अतः इस में यौगिकों के अणुभार के ज्ञान की आवश्यकता होती है। यौगिकों का अणुभार आवोगाड्रो के अनुमान के अनुसार इस प्रकार निकाला जाता है।

गैसों और वाष्पों के बराबर बराबर आयतन की तौलों को किसी एक विशिष्ट एकांक में उनका घनत्व कहते हैं। कभी कभी गैसों के घनत्व की वायु के घनत्व से तुलना की जाती है। उस दशा में वायु का घनत्व एक माना जाता है। पर अधिकांश दशाओं में गैसों के घनत्व की तुलना हाइड्रोजन के साथ की जाती है। यदि हाइड्रोजनके घनत्व को एकांक मान लें तो किसी गैस का घनत्व उसके किसी नियत आयतन की तौल और हाइड्रोजन के उतने ही आयतन की तौल की निष्पत्ति होती है। चूंकि आवोगाड्रो के अनुमान के अनुसार भिन्न भिन्न गैसों के

एक ही आयतन में अणुओं की संख्या बराबर बराबर रहती है अतः

$$\frac{\text{किसी गैस का घनत्व}}{\text{हाइड्रोजन का घनत्व}} = \frac{\text{उस गैस के 'क' आयतन की तौल}}{\text{हाइड्रोजन के 'क' आयतन की तौल}}$$

$$= \frac{\text{उस गैस के 'प' अणु की तौल}}{\text{हाइड्रोजन के 'प' अणु की तौल}}$$

$$\text{वा उस गैस का आपेक्षिक घनत्व} = \frac{\text{उस गैस के १ अणु की तौल}}{\text{हाइड्रोजन के १ अणु की तौल}}$$

$$= \frac{\text{उस गैस का अणुभार}}{\text{हाइड्रोजन का अणुभार}}$$

चूंकि हाइड्रोजन का अणुभार २ है

$$= \frac{\text{उस गैस का अणुभार}}{२}$$

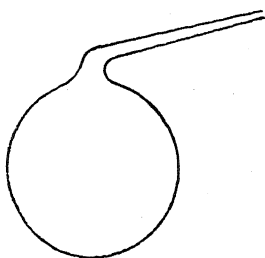
$\therefore$ किसी गैस का अणुभार = उस गैस का आपेक्षिक घनत्व × २

अ. भा. = घ × २

अर्थात् आपेक्षिक घनत्व का दूना किसी गैस का अणुभार होता है।

अतः यदि किसी गैस का आपेक्षिक घनत्व निकाल सकें तो उस का अणुभार सरलता से निकल आवेगा। गैसीय पदार्थों वा पदार्थों के वाष्पों का आपेक्षिक घनत्व निकालने के लिये अनेक विधियां प्रयुक्त होती हैं। उनमें डूमा की, विक्टरमेयर की और हौफ़मान की मुख्य हैं।

डूमा की विधि। इस विधि में एक छोटा बल्ब होता है जिसका समावेशन प्रायः २०० घ. सम. का होता है। इस बल्ब की गर्दन पतली होती है

और एक छोटे बिन्दु में अन्त होती है (चित्र ४ देखो)। इस बल्ब को पहले तौलते हैं। इस से इस बल्ब और इस बल्ब की वायु की तौल ('प' ग्राम) मालूम हो जाती है। जिस तापक्रम और दबाव पर इसे तौलते हैं उसे टांक लेते हैं। फिर बल्ब को धीरे धीरे गरम करके उस के मुख को उस द्रव के तल के अन्दर करते हैं जिस द्रव के वाष्प का आपेक्षिक घनत्व निकालना होता है। बल्ब के ठंढे होने से द्रव का कुछ अंश अब बल्ब में खिंच जाता है। इस प्रकार इतना द्रव इस में खिंच जाना चाहिये कि जितना उस बल्ब को पूर्ण रूप से वाष्प से भरने के लिये पर्याप्त हो। साधारणतः इस के लिये ५ से १० घ. सम. द्रव पर्याप्त होगा। इस प्रकार बल्ब में द्रव डालकर उस बल्ब को किसी द्रव के उष्मक में किसी स्थायी तापक्रम पर उस द्रव के क्वाथनांक के कम से कम २०° श ऊपर रखते हैं। जब सारा द्रव वाष्प में परिणत हो बल्ब को पूर्ण रूप से भर दे तब बल्ब का मुख फूंकनी से बन्द कर देते हैं।

चित्र ४ डूमा का बल्ब

बल्बको वाष्पसे भर और बन्द कर उसे ठंढा कर बाहरी तल को सावधानी से स्वच्छ कर उसे तौलते हैं। इस से उष्मक के तापक्रम के तापक्रम पर बाष्प से भरे हुये बल्ब की तौल 'फ' ग्राम मालूम होजाती है। अब बल्बके बन्द मुख को जल के अन्दर तोड़ डालते हैं। इससे जल बल्ब में शीघ्रता से प्रवेश करता है और उस जल से पूर्ण रूप से भर देता है। बल्ब के अब टूटे हुये टुकड़ों के साथ फिर तौलते हैं। इस से जल से भरे बल्ब की तौल 'ब' ग्राम मालूम हो जाती है। ब-प ग्राम जल की तौल ली जा सकती है जो बल्ब में प्रवेश करता है। अतः बल्व का अभ्यन्तर आयतन ब-प घ. सम. हुआ।

इस आयतन की वायु की तौल =

$$\frac{(\text{ब}-\text{प}) \times ०\cdot००१२९३ \times २७३ \times \text{द}}{(२७३ \times \text{त}) \times ७६०} \text{ हुई।}$$

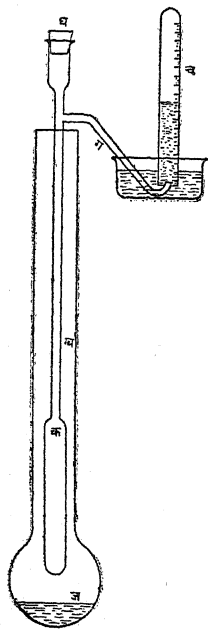
जहां 'द' पहली बार तौलने के समय का दबाव और 'त' सेन्टीग्रेड वा शतांश

तापक्रम है। प्रमाण तापक्रम और ७६० मम. दबाव पर वायु का घनत्व ०·००१२९३ है। यदि वायु की तौल इस प्रकार 'म' ग्राम निकली तो शून्य बल्ब की तौल प – म ग्राम हुई। अतः दूसरी बार के तौलने में बल्व में वाष्प की तौल फ – (प – म) ग्राम वा (फ – प + म) ग्राम हुई।

उपर्युक्त प्रयोग से ज्ञात आयतन ब – प घ. सम. वाष्प की तौल मालूम हुई। यह आयतन एक ज्ञात तापक्रम–उष्मक के तापक्रम—और ज्ञात दबाव–प्रयोग के समय के वायुमण्डल के दबाव–पर मापा गया था। इन अंकों से ०° श और ७६० मम. दबाव पर एक घ. सम. वाष्प की तौल ज्ञात हो जाती है। इस तौल को ०° श और ७६० मम. दबाव पर एक घ. सम. हाइड्रोजन की तौल ०·००००९ से भाग देने से जो अंक प्राप्त होता है वह उस पदार्थ का आपेक्षिक घनत्व होता है। कुछ छोटे छोटे संशोधन यहां छोड़ दिये गये हैं क्योंकि उनके कारण अन्तिम परिणाम में बहुत कम भेद होता है। यहां यह स्मरण रखना चाहिये कि इस बिधि से अधिक यथार्थ परिणाम नहीं निकल सकता और अणुभार के निर्धारण के लिये यह बहुत आवश्यक भी नहीं है क्योंकि यहां निश्चय करना केवल यही है कि किसी यौगिक का अणुभार 'अ' है वा 'अ' का अपवर्त्य वा अवान्तरापवर्त्य।

डूमा की उपर्युक्त विधि ४००° श से ऊपर व्यवहृत नहीं हो सकती क्योंकि इस तापक्रम पर वा इसके ऊपर कांच कोमल हो जाता है अतः यह विधि उन्हीं यौगिकों के लिये काम में आ सकती है जिनका क्वथनाङ्क ऊँचा नहीं होता। कांच के बल्ब के स्थान में चीनी मिट्ठी अथवा धातु का बल्ब भी प्रयुक्त हो सकता है। इस बल्ब को तब गन्धक के वाष्प (४४८° श) में वा स्टेनस क्लोराइड के वाष्प (६०६° श) में वा किसी अन्य पदार्थ के वाष्प में गरम कर सकते हैं। इस प्रकार यह विधि अधिक विस्तृत रूप में व्यवहृत हो सकती ह। गेस की भट्ठी के उपयोग से १७००° श तक तापक्रम प्राप्त हो सकता है। इसमें यशद, काडमियम सदृश धातुओं के और अलुमिनियम क्लोराइड और फेरिक क्लोराइड सदृश यौगिकों के वाष्प का आपेक्षिक घनत्व निकाला जा सकता है।

विक्टरमेयर की विधि। इस विधि से जो फल प्राप्त होते हैं वे अधिक यथार्थ होते हैं। यह विधि शीघ्रता से और सरलता से सम्पादित भी की जा सकती है। इस विधि में यौगिकों की थोड़ी मात्रा ही आवश्यक होती है। इस का संचालन भी सरल होता है। तापक्रम की अधिक सीमा तक भी यह विधि प्रयुक्त हो सकती है।

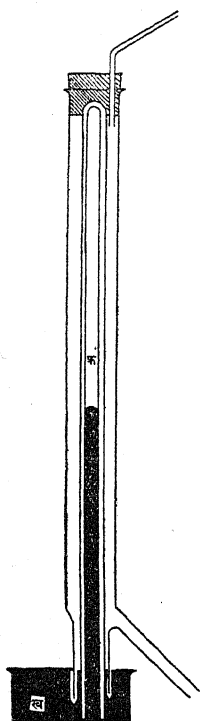
इस विधि में किसी स्थिर तापक्रम पर यौगिकों के क्वथनांक के कम से कम ४०°–५०° श से ऊपर के तापक्रम पर उन यौगिकों की किसी ज्ञात तौल को शीघ्रता से एक विशेष प्रकार के उपकरण में वाष्पीभूत करने से जो वायु स्थानान्तरित होती है उसे इकट्ठा कर मापते हैं। इस प्रकार उन यौगिकों की ज्ञात तौलों की ज्ञातावस्था में आयतन का ज्ञान होता है और उस से उन यौगिकों के वाष्प का घनत्व निकाला जाता है। इस के लिये जो उपकरण प्रयुक्त होता है उस का चित्र (चित्र नं० ५) यहां दिया हुआ है। इस उपकरण में कांच की एक लम्बी नली (क) होती है जो निचले भाग में चौड़ी और ऊपरी भाग में संकरी होती है। इस संकरे भाग के शिखर पर रबड़ का एक काग (घ) रहता है और इस के पार्श्व में केशिका पार्श्व-नलिका (ग) होती है। यह सारी नली एक दूसरी चौड़ी नली (ख) से घिरी रहती है। इस चौड़ी नली में कुछ जल (क्वथनांक १००° श) वा नैप्थलीन (क्वथनांक २१७°) वा डाइ-फेनील ऐमिन (क्वथनांक ३०२° श) वा अन्य कोई उपयुक्त द्रव्य (ज) रखा रहता है। इस द्रव्य के उबालने से यह नली वाष्प से भर जाती है। यह वाष्प परीक्षा होने वाले पदार्थ को वाष्प अवस्था में रखता है। अत: कौन द्रव्य इस के लिये उपयुक्त होगा यह परीक्षा होने वाले पदार्थ की प्रकृति पर निर्भर करता है। पार्श्व-नलिका का छोर एक कांच की प्याली

चित्र नं० ५

में जलके अन्दर डूबा रहता है और उस के ऊपर जल से भरी एक अंशाङ्कित नली (च) औंधाई रहती है।

परीक्षा होने वाला पदार्थ यदि द्रव है तो उसे एक छोटे डांट वाली बोतल में जिसे "हॉफ़मान बोतल" कहते हैं रख कर तौलते हैं। यदि घन है तो कांच के एक छोटे बल्ब में रखकर तौलते हैं। पहले सूखी बोतल और डांट को तौलते हैं फिर उस बोतल में द्रव रखकर डांट के साथ तौलते हैं। यौगिक की तौल प्राय ०·१ ग्राम होनी चाहिये। बाह्य नली के पदार्थ को पहले उबालते हैं। जब उसका तापक्रम स्थिर हो जाता है तब अंशांकित नली को जल से भर कर पार्श्व नली के छोर पर कांच की प्याली में आधा देते हैं और उसे कीलक से लटका देते हैं। फिर जब छोटी बोतल वा बल्ब में परीक्षा होने वाला यौगिक रखा हुआ है उसे अन्दर की नली में धीरे धीरे सावधानी से गिराकर रबड़ का काग लगाकर उसे वायुरुद्ध कर देते हैं। वायु के बुलबुले अब शीघ्रता से निकल कर अंशाङ्कित नली में इकट्ठे होते हैं। जब वायु का निकलना बन्द हो जाता है तब उस अंशाङ्कित नली को सावधानी से किसी बेलन के जल में रखकर उस वायु के आयतन, जल के तापक्रम और वायुमण्डल के दबाव को मालूम करते हैं। इस प्रकार यदि वायु का आयतन 'आ$_1$' $= \frac{\text{आ} \times २७३ \times (\text{द} - \text{व})}{(२७३ \times \text{त}) \times ७६०}$ होगा जहां 'व' जल के वाष्प का 'त' तापक्रम पर दबाव है। यह आयतन 'क' ग्राम पदार्थ का है जो बोतल वा बल्ब में प्रयोग के लिये लिया गया था। इस आयतन (आ$_1$) को एक घ. सम. हाइड्रोजन की तौल ०·००००९ ग्राम से गुना करने से जो तौल प्राप्त होगी वह उस पदार्थ के वाष्प के आयतन के बराबर हाइड्रोजन के आयतन की तौल होगी। अत: उस पदार्थ का आपेक्षिक घनत्व $\frac{\text{क}}{\text{आ}_1 \times ०·००००९}$ होगा।

इस विधि में बाह्य नली का तापक्रम इतना ऊँचा होना चाहिये कि परीक्षा होने वाला पदार्थ शीघ्रता से वाष्पीभूत हो जाय। इसके लिये उबलते

पदार्थ के वास्तविक तापक्रम के ज्ञान की आवश्यकता नहीं क्योंकि परीक्षा होने वाले पदार्थ के वाष्प के द्वारा स्थानान्तरित हो कर जो वायु निकल कर अंशांकित नली में इकट्ठी होती है उस वायु के तापक्रम के ज्ञान से ही काम चल जाता है। इस के द्वारा वाष्प के उस आयतन का ज्ञान होता है जिस आयतन को वह वाष्प कमरे के तापक्रम पर ग्रहण करेगा।

हौफमान की विधि। यह विधि उन पदार्थों के लिये प्रयुक्त होती है जो साधारण दबाव पर गरम करने से विच्छेदित हो जाते हैं। इस विधि से अधिक यथार्थ फल भी प्राप्त होता है। इस विधि में यौगिकों की थोड़ी मात्रा से ही काम चल जाता है। इस में बैरोमीटर में पारे के स्तम्भ के ऊपर यौगिकों को वाष्पीभूत किया जाता है। यह वाष्पीभवन न्यून दबाव में होता है। अतः यौगिकों के क्वथनांक के नीचे ही तापक्रम पर यह वाष्पीभूत हो जाता है। इस विधि में (चित्र नं० ६) एक लम्बी नली (क) प्रयुक्त होती है। इस नली पर मिलिमीटर के अंक अंकित रहते हैं जिस से मिलिमीटर विभाग तक आयतन नापा जा सके। इस नली को पारे से भर कर पारे को प्याली (ख) में औंधा देते हैं। पारे की ऊंचाई टांक ली जाती है और परीक्षा होने वाले यौगिक की ज्ञात तौल को हौफमान बोतल में रखकर उस नली में डाल देते हैं। यह नली एक दूसरी वाह्य नली से घिरी रहती है। इस वाह्य नली में किसी स्थिर क्वथनांक द्रव को किसी फ्लास्क में रखकर उसे उबाल कर उस का वाष्प प्रविष्ट कराकर अभ्यन्तर नली को गरम करते हैं। तापक्रम के ऊँचे होने से परीक्षा होने वाले यौगिक का वाष्प बनता है। इस वाष्प का दबाव हौफमान बोतल की डांट को निकाल डालता है। फिर वह सारा यौगिक वाष्पीभूत होजाता

चित्र नं० ६

है। इस से पारे का उत्सेद कम होकर किसी विशिष्ट स्थान पर स्थिर हो जाता है। इस स्थान की ऊंचाई से वाष्प के आयतन और उस के दबाव का ज्ञान होता है। वाष्प का तापक्रम भी टांक लिया जाता है। इन अंकों से उस यौगिक का आपेक्षिक घनत्व निकाला जाता है।

अणुभार निकालने की अन्य विधियां। उपर्युक्त विधियां उन्हीं तत्त्वों के लिये प्रयुक्त हो सकती हैं जिनके यौगिक वाष्पशील होते हैं। अत: उपर्युक्त विधियों से अनेक यौगिकों का अणुभार नहीं निकाला जा सकता। कुछ विधियां ऐसी हैं जो यौगिकों की द्रव वा घन अवस्था में भी प्रयुक्त हो सकती। उन में

१. राउल्ट की हिमांक और क्वथनांक विधियां,

२. अभिसरक दबाव की विधि,

३. पृष्ठ-वितति की विधि मुख्य हैं।

हिमांक विधि (राउल्ट की)। जल $0°$ श पर जमकर बरफ़ हो जाता है। जल में यदि कुछ नमक मिला हुआ हो तो जल $0°$ श पर नहीं जमता। राउल्ट और अन्य लोगों ने अनुसन्धान से मालूम किया कि विलयन के हिमांक के अवनमन और विलीन पदार्थ के अणुभार के बीच कोई निश्चित सम्बन्ध विद्यमान है। राउल्ट ने देखा कि

(१) किसी विलेय के द्वारा विलायक के हिमांक का अवनमन उस विलयन के अवधारण का अनुक्रमानुपाती होता है।

(२) किसी विलायक में पदार्थों के सम-अणुक विलयन का हिमांक एक ही होता है।

उपर्युक्त कथन से ज्ञात होता है कि किसी विलायक की ज्ञात तौल में किसी विलेय के एक ग्राम-अणुभार के घुलाने से विलायक के हिमांक में जो अवनमन होता है वह एक निश्चित परिमाण में ही होता है। यदि किसी

१०० ग्राम विलायक का हिमांक किसी चार पदार्थों के १, २, ३ और ४ ग्रामों से केवल एक डिगरी से कम होता है तो इन चारों पदार्थों का अणुभार क्रमश १ : २ : ३ और ४ निष्पत्ति में होगा। इस निष्पत्ति को वास्तविक अणुभार में परिणत करने के लिये इन्हें किसी गुणक से गुणा करना पड़ता है। यह गुणक विलायक की प्रकृति पर निर्भर करता है और ज्ञात अणुभार वाले पदार्थों के प्रयोग से निकाला जाता है। यदि

क = यौगिक की तौल,

ख = विलायक की तौल,

ग = हिमांक का अवनमन,

और घ = प्रमाण अवस्था में विलायक का गुणक है (१०० ग्राम विलायक में एक डिगरी अवनमन उत्पन्न करने के लिये पदार्थ की तौल) तो अणुभार निम्न समीकरण के अनुसार निकलता है।

$$\text{अणुभार} = \frac{१०० \times \text{घ} \times \text{क}}{\text{ख} \times \text{ग}}$$

'घ' का मान अनेक प्रयोगों से निम्न विलायकों के लिये निकाला गया है।

जल	१८·८
ऐसिटिक अम्ल	३९
बेनज़ीन	५०
फीनोल	७५

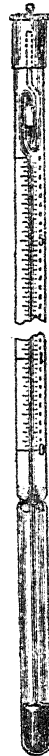
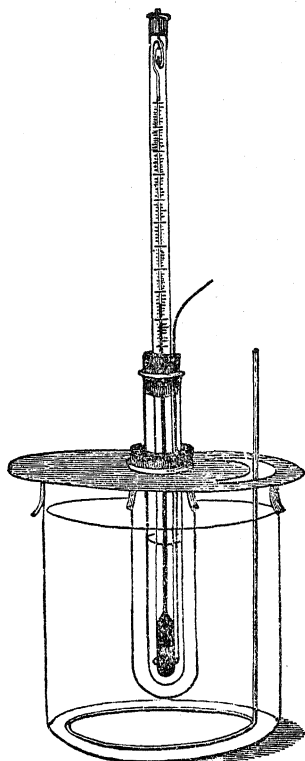
यह प्रयोग बेकमान उपकरण के द्वारा किया जाता है। इस उपकरण में हिमांक का अवनमन निकालने के लिये एक विशेष प्रकार का तापमापक जिसे 'बेकमान तापमापक' (चित्र नं० ७) कहते हैं प्रयुक्त होता है। यह तापमापक ऐसा होता है

कि तापक्रम का थोड़ा अन्तर भी इस में बहुत ठीक ठीक पढ़ा जा सके। चूंकि हिमांक के अवनमन और अणुभार के बीच का सम्बन्ध बहुत तनु विलयन में ही ठीक ठीक घटता है अतः इस प्रयोग में डिगरी के $\frac{१}{१०}$ भाग वा इस से भी छोटे भाग के जानने की आवश्यकता होती है। अतः इस विशेष कार्य के लिये एक विशेष प्रकार के तापमापक का बेकमा ने आविष्कार किया।

इस तापमापक में केवल छः डिगरियां होती हैं जो १०० भागों में विभक्त होती हैं। तापमापक के शिखर पर कांच का एक छोटा संचय-स्थान होता है जिसमें तापमापक के बल्ब से पारद को रख या हटाकर जिस तापक्रम के लिये चाहे तापमापक को यथाक्रम रख सकते हैं।

बेकमान के उपकरण में (चित्र नं० ८) कांच का एक जार होता है। उस जार में एक क्षोभक रहता है। जार के ढक्कन में चौड़ा एक छेद होता है। इसी छेद के द्वारा क्षोभक जार के अन्दर प्रवेश करता है। उस ढक्कन में एक और गोलाकर छेद होता है जिस में एक चौड़ी परीक्षा-नलिका के पकड़ने के लिये एक छोटा कीलक लगा रहता है।

उस चौड़ी परीक्षा-नलिका के अन्दर एक दूसरी उस से पतली परीक्षा-नलिका होती है जो काग के द्वारा उस में स्थित रहती है। उस पतली परीक्षा-नलिका में कभी कभी एक पार्श्व नली लगी रहती है इस पार्श्व नली के द्वारा पदार्थों को प्रविष्ट कराते हैं। इस पतली परीक्षा-नलिका में भी क्षोभक होता है और इसी में बेकमान के तापमापक का बल्ब भी रहता है। तापमापक को काग के द्वारा नलिका में स्थित रखते हैं। तापमापक का बल्ब नलिका

चित्र नं० ७

में ८ से १० ग्राम विलायक का रखकर उसे तौलते हैं। वाह्य नलिका में जल वा बरफ़ रखकर विलायक का कुछ अधिक ठंढा कर के मथते हैं ज्योंही मणिभो का बनना आरम्भ होता है तापमापक का तापक्रम उठता है और फिर एक महत्तम तापक्रम पर स्थिर हो जाता है । यह तापक्रम विलायक का हिमांक है। इस के बाद उस विलायक में बड़ी सावधानी से तौल कर पदार्थ डाल दिया जाता है। पदार्थ के विलीन हो जाने पर फिर पहले की भांति हिमांक निकालते हैं। इस बार हिमांक पहले की अपेक्षा कम हो जाता है। उस विलायक में थोड़ा और तौला हुआ पदार्थ डालकर एक बार फिर हिमांक निकालते हैं। एक ही विलायक में पदार्थ की भिन्न भिन्न मात्राएं डालकर हिमांक के अवनमन को निकाल कर उस से उपर्युक्त समीकरण के द्वारा पदार्थ का अणुभार निकालते हैं। इन विभिन्न अणुभारों से पदार्थ का औसत अणुभार निकाला जाता है ।

चित्र नं० ८

विलायक (बेनज़ीन) की तौल	=	९·७	ग्राम
नेप्थलीन ,,	=	०·११९३	,,
हिमांक का अवनमन	=	०·४८६° श	
बेनज़ीन का गुणक	=	५०	

अतः नैप्थलीन का अणुभार $= \dfrac{५० \times १०० \times ०·११९३}{०·४८६ \times ९·७}$

$= १२६·८$

नैप्थलीन का वास्तविक अणुभार १२८ है।

क्वथनांक विधि (राउल्ट की) । किसी द्रव में किसी पदार्थ के घुलाने से उसका क्वथनांक ऊंचा हो जाता है। इस प्रकार राउल्ट ने देखा कि

१. किसी दिये हुये विलेय के द्वारा किसी विलायक के क्वथनांक का उन्नयन उस विलयन के अवधारण के अनुपात में होता है।

२. किसी दिये हुये विलायक में भिन्न भिन्न पदार्थों के समअणुक विलयनों का क्वथनांक एक ही होता है।

इन कथनों से हम प्रायः उसी परिणाम पर पहुंचते हैं जिस परिणाम पर हिमांक की अवस्था में पहुंचते हैं।

यहां अणुभार निम्न समीकरण के द्वारा निकाला जाता है।

$$= \frac{११० \times घ \times क}{ख \times ग}$$

जहां 'घ' = विलायक के एक डिगरी के उन्नयन का गुणक; क = पदार्थ की तौल; ख = विलायक की तौल और ग = क्वथनांक का उन्नयन है।

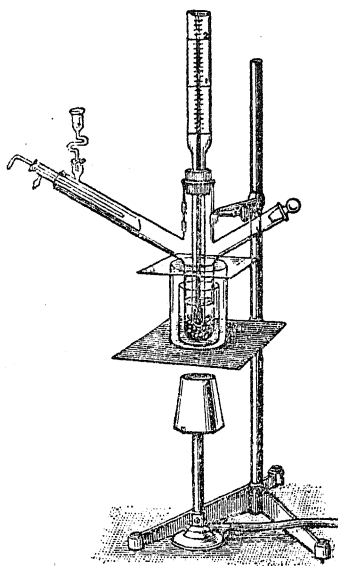
भिन्न भिन्न विलायकों के लिये 'घ' के मान निम्न हैं:—

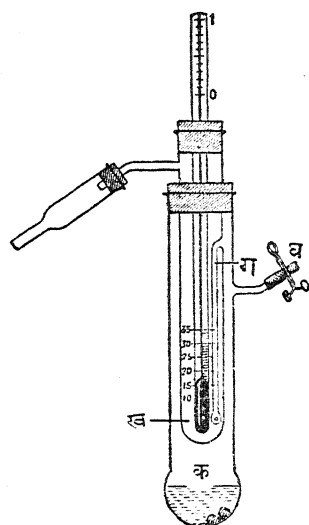
जल	५·२
अलकोहल	११·५
ईथर	२१·१
ऐसीटिक अम्ल	२५·३
बेनज़ीन	२६·७
क्लोरोफार्म	३६·६
नाइट्रो-बेनज़ीन	५०·१

यह प्रयोग या तो बेकमान के उपकरण में अथवा लैण्डसबर्गर के उपकरण में किया जाता है। बेकमान के उपकरण में (चित्र नं० ६) एक क्वथन नली होती है जिस में दो पार्श्व नलियां लगी होती है। एक पार्श्वनली में कांच की डाट लगी रहती है और इस के द्वारा प्रयोग किये जाने वाला पदार्थ डाला जाता है। दूसरी नली शीतक का कार्य्य करती है। क्वथन नली को अस्बेस्टस के

गद्दे पर रखते हैं। क्वथन नली के चारों ओर दो छोटे छोटे एक-केन्द्रक कांच के बेलन होते हैं जिन्हें अभ्रक के पट्ट पर रखते हैं। नली की गर्दन में काग के द्वारा बेकमान का तापमापक लगाया जाता है। यह तापमापक प्रायः उसी प्रकार का होता है जैसा हिमांक के निकालने में प्रयुक्त होता है। केवल इसका बल्ब कुछ छोटा होता है। इस प्रयोग में पहले विलायक का क्वथनांक निकालते हैं। ज्वालक को जलाकर तापक्रम को इस प्रकार ठीक करते हैं कि द्रव शीघ्रता से उबलने लगे। जब तापक्रम स्थिर हो जाता है तब उसे टांक लेते हैं। फिर उस उबलते द्रव में परीक्षा होने वाले पदार्थ के एक टुकड़े वा एक गोली को तौलकर पार्श्व नली के द्वारा उबलने में बिना कोई रुकावट डाले प्रविष्ट कराते हैं। इस के बाद विलायक का क्वथनांक बढ़ कर कुछ देर में फिर स्थिर हो जाता है। इस

चित्र नं० ९

तापक्रम को अब टांक लेते हैं। इसी प्रकार दूसरी और तीसरी बार थोड़ी थोड़ी मात्रा में उस पदार्थ को डाल कर विलयन के क्वथनांक को निर्धारित करते हैं। इस प्रकार जो अंक प्राप्त होते हैं उनकी सहायता से उपर्युक्त समीकरण से उस पदार्थ का अणुभार निकालते हैं।

लैण्ड्सबर्गर का उपकरण। बेकमान के उपकरण में द्रव के अति-तप्त हो जाने की सम्भावना रहती है। लैण्ड्सबर्गर ने कुछ ऐसी युक्ति निकाली जिस से यह सम्भावना दूर हो जाती है। लैण्ड्सबर्गर के उपकरण में (चित्र नं० १०) शुद्ध विलायक वाह्य पात्र में रखा जाता है और विलयन अभ्यन्तर पात्रमें। वाह्य पात्र के द्रव को उबालने से उस का वाष्प एक नली से हो कर

अभ्यन्तर पात्र के विलयन में प्रवेश करता है। इस प्रकार उस वाष्प के कुछ अंश के द्रवीभूत होने से उस के अव्यक्त ताप के द्वारा विलयन का तापक्रम उस के क्वथनांक तक उठ जाता है। अभ्यन्तर पात्र से अद्रवीभूत वाष्प शीतक में जाता है। इस उपकरण में भी पहले विलायक का क्वथनांक निकालते हैं और बाद में उसमें पदार्थ की ज्ञात तौल डाल कर विलयन का क्वथनांक निकालते हैं ठंढे होने पर अभ्यन्तर पात्र के तौलने से और उस से पदार्थ की तौल निकाल लेने से विलायक की तौल का ज्ञान हो जाता है। यदि प्रयोग में अधिक यथार्थता की आवश्तकता न हो और एक साथ अनेक प्रयोग करना हो तो अभ्यन्तर पात्र में घ. सम. के अंक रेखांकित करने और उससे विलयन के आयतन पढ़ने से काम चल जाता है। जब उबालना बन्द करना होता है तब वाह्य पात्र की पार्श्व टोंटी के खोलने से वायु प्रवेश करती है और इस से अभ्यन्तर पात्र का जल वाह्य पात्र में जाने से रुक जाता है।

चित्र नं० १०

तत्त्वों के विशिष्ट ताप पर निर्भर विधि। डूलां और पेटि ने अनेक पदार्थों का विशेषतः धातुओं का विशिष्ट ताप निकाल कर सन् १८१९ ई० में प्रकाशित किया और देखा कि तत्त्वों के परमाणुभार और उनके विशिष्ट ताप का गुणन प्रायः स्थायी होता है। अवश्य ही उस समय तक तत्त्वों के परमाणुभार का निर्धारण बहुत निश्चित रूप से नहीं हुआ था किन्तु जो परमाणुभार उस समय तक ज्ञात थे उन से इस नियम की सत्यता स्पष्ट रूप से ज्ञात होती थी। उन तत्त्वों के सम्बन्ध में जहां यह सन्देहजनक था कि

कौन गुणन फल तत्त्वों का परमाणु होगा वहां इस नियम से इस बात के निश्चय करने में बड़ी सहायता मिली । इस प्रकार इस से भिन्न भिन्न संयोजनभारों वा उन के गुणनफलों से परमाणुभार के चुनने में बड़ी सहायता मिली, विशेषतः उस समय तक जब तक आवोगाड्रो का अनुमान वैज्ञानिक संसार में पूर्ण रूप से स्वीकृत नहीं हुआ था और पीछे आवोगाड्रो का अनुमान स्वीकृत होने पर भी प्रायोगिक अंकों के अभाव से आवोगाड्रो का अनुमान प्रयुक्त नहीं हो सकता था ।

डूलां और पेटि के नियम की परिभाषा इस प्रकार की जा सकती है ।

'सब घन तत्त्वों में परमाणुओं के तापीय समावेशन प्रायः एक ही होते हैं ।'

परमाणुओं के ताप के समावेशन को 'परमाणुक ताप' कहते हैं । यह तत्त्वों के परमाणुभार को उन के विशिष्ट ताप के साथ गुणा करने से प्राप्त होता है । जब विशिष्ट ताप और परमाणुभार सामान्य एकांकों में मापे जाते हैं तब यह गुणनफल प्रायः ६·४ होता है अतः उपर्युक्त नियम की परिभाषा इस प्रकार भी की जा सकती है :—

'किसी तत्त्व के परमाणुभार को उस के घन अवस्था के विशिष्ट ताप से गुना करने से जो गुणनफल प्राप्त होता है वह लगभग ६·४ होता है ।'

निम्न सारिणी में कुछ तत्त्वों के नाम, उनके परमाणुभार, उन के विशिष्ट ताप और परमाणुक ताप दिये हुये हैं :—

तत्त्व	परमाणुभार	विशिष्टताप	परमाणुक ताप
बेरिलीयम	९	०·१४	३·७
बोरन (अमाणिभीय)	११	०·२५	२·८
कार्बन (हीरा)	१२	०·१४	१·७
सोडियम	२३	०·२९	६·७
मैगनीसियम	२४	०·२५	६·०
अलुमिनियम	२७	०·२०	५·४

तत्त्व	परमाणुभार	विशिष्ट ताप	परमाणुकताप
सिलिकन (मणिभीय)	२८	०·१६	४·५
फ़ास्फ़रस (पीत)	३१	०·१९	५·९
गन्धक (त्रिपार्श्वीय)	३२	०·१८	५·७
पोटासियम	३९	०·१६६	६·५
कालसियम	४०	०·१७	६·८
क्रोमियम	५२	०·१२१	६·३
मैंगनीज़	५५	०·१२२	६·७
लोहा	५६	०·१२२	६·३
निकेल	५९	०·१०८	६·४
कोबाल्ट	५९	०·१०७	६·३
तांबा	६३	०·०९३	५·९
यशद	६५	०·०९३	६·१
आर्सेनिक (मणिभीय)	७५	०·०८२	६·२
ब्रोमीन (घन)	८०	०·०८४	६·७
स्ट्रांशियम	८७	०·०७४	६·५
रजत	१०८	०·०५६	६·०
वङ्ग	११९	०·०५४	६·५
अन्टीमनी	१२०	०·०५२	६·२
आयोडीन	१२७	०·०५४	६·८
प्लाटिनम	१९५	०·०३२	६·३
स्वर्ण	१९७	०·०३२	६·३
पारद (घन)	२००	०·०३२	६·४
सीस	२०७	०·०३१	६·४
बिस्मथ	२०९	०·०३०	६·३
यूरेनियम	२३९	०·०२७६	६·६

उपर्युक्त आंकडों से स्पष्ट रूप से ज्ञात होता है कि यद्यपि परमाणुक ताप

के मान एक दूसरे से बिलकुल मिलते नहीं पर यह मान ६·४ से बहुत अधिक न्यूनाधिक भी नहीं है, केवल बेरिलीयम, कार्बन, बोरन और सिलिकन में परमाणुक ताप के मान क्रमशः ३·७, १·७, २·८ और ४·५ होने से ६·४ से बहुत कम हैं.

इन तत्त्वों के सम्बन्ध में वेबर ने जो खोजें की हैं उनसे पता लगता है कि इन तत्त्वों का विशिष्ट ताप तापक्रम की वृद्धि से बढ़ता है। किसी विशिष्ट सीमा पर तापक्रम की अनेक डिगरियों तक उनका विशिष्ट ताप प्रायः स्थायी रहता है। स्वभावतः यह प्रश्न उपस्थित होता है कि किस तापक्रम के विशिष्ट ताप को यहां प्रयुक्त करना चाहिये। इसके अतिरिक्त कुछ तत्त्वों के कई रूपान्तर होते हैं। उनमें किस रूपान्तर के विशिष्ट ताप का प्रयोग करना चाहिये यह प्रश्न भी उपस्थित होता है। भिन्न भिन्न तापक्रम पर हीरे और ग्रेफ़ाइट के विशिष्ट ताप निम्न हैं।

हीरा

तापक्रम	विशिष्टताप	परमाणुक ताप
−५०	०·०६३५	०·७६
१०	०·११२८	१·३५
८५	०·१७६५	२·१२
२०६	०·२७३३	३·२८
६०७	०·४४०८	५·३
८०६	०·४४८९	५·४
९८५	०·४५८९	५·५

ग्रेफ़ाइट

तापक्रम	विशिष्टताप	परमाणुक ताप
−५०	०·११३८	१·३७
१०	०·१६०४	१·९३
६१	०·१९९०	२·३९
२०२	०·२९६६	३·५६

६४२	०·४४५४	५·३५
८२२	०·४५३६	५·४५
९७८	०·४६७०	५·५

उपर्युक्त आंकड़ों से मालूम होता है कि कार्बन के दो रूपान्तरों के विशिष्ट तापों में निम्न तापक्रमों पर बहुत अधिक अन्तर होता है पर उच्च तापक्रमों पर उन के विशिष्ट ताप प्रायः बराबर ही होते हैं। इस प्रकार कार्बन का परमाणुक ताप ८००° श से ९८०° श तक ५·५ होता है। बोरन का परमाणुक ताप ६००° श पर ५·५ होता है। सिलिकन का परमाणुक ताप १३०° श से २३०° श तक ५·७ होता है और बेरिलीयम का परमाणुक ताप ४००° श से ५००° श तक ५·६ होता है। इन तत्त्वों में यह विशेषता देखी जाती है कि इनके परमाणुभार कम और द्रवणांक बहुत ऊंचे होते हैं। जिन तत्त्वों के परमाणुभार ३० से ऊपर होते हैं उन के साथ डूलां और पेटिट का नियम बिना अपवाद के ठीक ठीक घटता है।

स्मरण रखने की बात यहां यह है कि यह विधि भी विश्लेषण से प्राप्त विभिन्न अंकों में से किसी एक के चुनने में सहायता करती है। निम्न दृष्टान्तों से इस विधि के प्रयोग का ज्ञान हो जायगा।

इन्डियम क्लोरीन के साथ ३७·८ : ३५·५ अनुपात में संयुक्त होता है अतः यदि इस यौगिक का सूत्र InCl मान लें तो इन्डियम का परमाणुभार ३७·८ होगा। रासायनिक गुणों में इन्डियम और यशद के बीच समानता देखी जाती है। यशद के क्लोराइड का सूत्र $ZnCl_2$ है। अतः इन्डियम क्लोराइड का सूत्र यदि $InCl_2$ मान लें तो इन्डियम का परमाणुभार ३७·८ × २ वा ७५·६ होगा। इन्डियम का विशिष्ट ताप ०·०५७ है अतः डूलां और पेटिट के नियम के अनुसार इसका परमाणभार $\frac{६.४}{०·०५७}$ = १२२·२८ के लगभग होना चाहिये। चूंकि इसका संयोजनभार ३७·८ है अतः इसका परमाणुभार वस्तुतः ३७·८ × ३ = ११३·४ होगा और तब इसके क्लोराइड का सूत्र होगा InCl

थैलियम क्लोरीन के साथ २०३'६ : ३५'५ अनुपात में संयुक्त होता है। कुछ यौगिकों में थैलियम और पोटासियम के बीच समानता देखी जाती है। चूंकि पोटासियम क्लोराइड का सूत्र KCl है अतः थैलियम क्लोराइड का सूत्र TlCl होना चाहिये। यदि इस सूत्र को ठीक मान लें तो थैलियम का परमाणुभार २०३'६ होगा। कुछ यौगिकों में थैलियम और सीस के बीच समानता देखी जाती है। चूंकि सीस के क्लोराइड का सूत्र $PbCl_2$ है अतः थैलियम क्लोराइड का सूत्र $TlCl_2$ होना चाहिये। यदि इस सूत्र को ठीक मान लें तो थैलियम का परमाणुभार ४०७ होगा। थैलियम का विशिष्ट ताप ०'०३३५ होता है अतः डूलां और पेटिट के नियम के अनुसार इस का परमाणुभार $\frac{६'४}{०'०३३५}$ =१९१'३ के लगभग होना चाहिये। यह अंक २०३'६ के सन्निकट है अतः थैलियम का परमाणुभार वस्तुतः २०३'६ होगा।

यौगिकों के अणुक ताप। डूलां और पेटिट के नियम तत्वों के सम्बन्ध में है। यौगिकों के लिये इसी प्रकार के एक नियम को न्यूमैन ने १८३१ ई० में प्रतिपादित किया था। समान प्रकृति वाले यौगिकों के अणुभार और विशिष्ट ताप का गुणनफल स्थायी होता है अर्थात् समान प्रकृति वाले यौगिकों का अणुक ताप (अणुभार × विशिष्ट ताप) बराबर ही होता है।

तत्वों के बीच रासायनिक संयोग होने से उनके ताप के समावेशन में कोई अन्तर नहीं पड़ता अर्थात् तत्वों का परमाणुक ताप यौगिकों में भी एक ही रहता है। अतः किसी यौगिक के अणु का ताप उस यौगिक के संयोजक तत्वों के परमाणुक तापों का योग होता है। इस सिद्धान्त के अनुसार उन तत्वों का भी परमाणुक ताप निकाला जा सकता है जो साधारण अवस्था में घन नहीं होते।

सिल्वर क्लोराइड AgCl का विशिष्ट ताप ०'०८९ और अणुभार १४३'५ होता है। अतः इसका अणुक ताप ०'०८९ × १४३'५ = १२'७७ हुआ। चांदी का परमाणुक ताप ६'१ है अतः क्लोरीन का परमाणुक ताप १२'७७ − ६'१ = ६'६ हुआ।

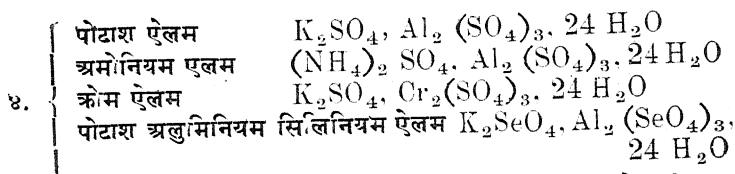
पुनः स्टेनस क्लोराइड $SnCl_2$ का विशिष्ट ताप ०·१०१६ और अणु-भार १८९ होता है अतः इसका अणुक ताप ०·१०१६ × १८९ = १९·२ हुआ। बङ्ग का परमाणुक ताप ६·६ है। अतः क्लोरीन के दो परमाणुओं का परमाणु ताप १९·२ – ६·६ = १२·६ और एक परमाणु का परमाणुक ताप = $\frac{१२.६}{२}$ = ६·३ हुआ।

जब प्रयोगात्मक भूलों को यौगिकों के सब परमाणुओं के बीच बराबर बराबर बांट देते हैं तब भिन्न भिन्न यौगिकों से प्राप्त विशिष्ट ताप के मान का अन्तर कम हो जाता है। उपर्युक्त सिल्वर क्लोराइड में तीन परमाणु हैं अतः इसके अणुक ताप १९·२ को तीन से भाग देने से ६·४ प्राप्त होता है।

कालसियम क्लोरीन के साथ २० : ३५·५ अनुपात में संयुक्त होता है। यदि कालसियम का परमाणुभार २० हो तो इस का सूत्र CaCl होगा। यदि इस का परमाणुभार ४० हो तो इस यौगिक का सूत्र $CaCl_2$ होगा। CaCl का अणुभार ५५.५ और $CaCl_2$ का अणुभार १११·० होता है। इस यौगिक का विशिष्ट ताप ०·१६४२ पाया जाता है। यदि यह निश्चय करना है कि कालसियम का परमाणुभार २० है वा ४० तो कालसियम का परमाणुभार २० होने से $CaCl_2$ के लिये $\frac{०·१६४२ \times ५५·५}{२}$ = ४·५५ और कालसियम का परमाणुभार ४० होने से CaCl के लिये $\frac{०·१६४२ \times १११·०}{३}$ = ६·०७ होता है।

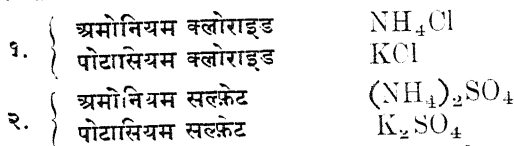
इन में ६·०७, ६·४ के सन्निकट है अतः कालसियम का परमाणुभार ४० अधिक सम्भव मालूम होता है। कालसियम ऐसी धातु है जिसे पृथक् कर के बिलकुल शुद्धावस्था में प्राप्त करना बहुत कठिन है। इस धातु के विशिष्ट ताप के सम्बन्ध में जो अनुसन्धान हुये हैं उनसे पता लगता है कि इसका विशिष्ट ताप ०·१७०४ है अतः ०·१७०४ × ४० = ६·८ होता है। इस से कालसियम का परमाणुभार ४० होना अधिक ठीक मालूम पड़ता है।

समरूपता के विचार से परमाणुभार का निर्धारण। लिवाङ्कने

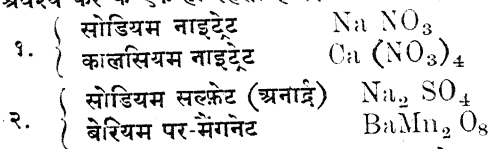
४. {
पोटाश ऐलम $K_2SO_4, Al_2(SO_4)_3, 24H_2O$
अमोनियम एलम $(NH_4)_2SO_4, Al_2(SO_4)_3, 24H_2O$
क्रोम ऐलम $K_2SO_4, Cr_2(SO_4)_3, 24H_2O$
पोटाश अलुमिनियम सिलिनियम ऐलम $K_2SeO_4, Al_2(SeO_4)_3, 24H_2O$

उपर्युक्त समरूपीय लवणों में परमाणुओं की संख्याएँ एक ही हैं। वे एक ही रीति से उन में संयुक्त हैं। इस से उन के तत्त्वों के परमाणुओं के बीच समानता प्रदर्शित होती है।

कुछ यौगिक ऐसे हैं जिन में परमाणुओं की संख्या भिन्न भिन्न होने पर भी तत्त्वों में सादृश्य रहता है और वे एक ही रूप के मणिभ बनते हैं।

१. {
अमोनियम क्लोराइड NH_4Cl
पोटासियम क्लोराइड KCl

२. {
अमोनियम सल्फ़ेट $(NH_4)_2SO_4$
पोटासियम सल्फ़ेट K_2SO_4

उपर्युक्त लवणों के अतिरिक्त कुछ लवण ऐसे हैं जिन में तत्त्वों के बीच न तो कोई रासायनिक सादृश्य ही रहता है और न उन में परमाणुओं की संख्या अवश्य कर के एक ही रहती हैं पर तो भी वे एक ही प्रकार के मणिभ बनते हैं।

१. {
सोडियम नाइट्रेट $NaNO_3$
कालसियम नाइट्रेट $Ca(NO_3)_4$

२. {
सोडियम सल्फ़ेट (अनार्द्र) Na_2SO_4
बेरियम पर-मैंगनेट $BaMn_2O_8$

अन्तिम उदाहरण से स्पष्ट रूप से ज्ञात होता है कि जो यौगिक एक ही रूप के मणिभ बनते हैं उनमें रासायनिक संगठन का सादृश्य वा उनके तत्त्वों के बीच रासायनिक सादृश्य का होना कोई आवश्यक नहीं। यौगिकों के रासायनिक संगठन में और उन के परमाणुओं के संयोग में सादृश्य होने पर भी यह आवश्यक नहीं कि वे एक ही रूप के मणिभ बनें। सोडियम नाइट्रेट और पोटासियम नाइट्रेट के बीच रासायनिक सादृश्य होने पर भी इन के मणिभ साधारण तापक्रम पर भिन्न भिन्न प्रकार के होते हैं।

यौगिकों के बीच 'समरूपता' का ज्ञान साधारणतः मिश्रित मणिभ के बनने

से होता है। द्रव अवस्था में या विलयन में दो यौगिकों के मिलाने से जब ऐसे मणिभ बनते हें जिनमें दोनों यौगिक रहते और जो बिलकुल समावयव होते हैं तब ऐसे मणिभों को 'मिश्रित मणिभ' कहते हैं।

यदि किसी यौगिक के मणिभ को दूसरे यौगिक के बिलयन में रखें और उस मणिभ के ऊपर दूसरे यौगिक के मणिभ नियमित रूप से बनते रहें, यदि उन नये मणिभों को किसी तीसरे यौगिक के विलयन में रखें और वहां भी उस तीसरे यौगिक के मणिभ दूसरे यौगिक के मणिभ के ऊपर बनते रहें तो इस प्रकार भिन्न भिन्न लवणों के स्तरों से बने जो मणिभ प्राप्त होते हैं उन्हें 'स्तर मणिभ' कहते हैं। इस प्रकार के स्तर मणिभों के बनने से भी समरूपता का ज्ञान होता है।

वस्तुतः मिश्रित मणिभ और स्तर मणिभ उन्हीं यौगिकों के बनते हैं जो रासायनिक गुणों में समान होते हैं। वास्तविक समरूपता में नीची लिखी शर्तें पूरी होनी चाहिये।

१. मणिभ एक ही रूप के बनने चाहिये।

२. सब अनुपातों में और बहुत घनिष्टता के साथ मिले हुये मणिभ बनने की क्षमता होनी चाहिये।

३. स्तर मणिभ बनने की योग्यता होनी चाहिये।

जिन यौगिकों में उपर्युक्त गुण होते हैं वे वस्तुतः रासायनिक गुणों में समान होते हैं और इसी प्रकार के यौगिकों के बीच "समरूपता का नियम" उपयुक्त हो सकता है। समरूपता का नियम परमाणुभार के निर्धारण में कैसे प्रयुक्त होता यह निम्न उदाहरण से स्पष्ट हो जायगा। ज़िंक सल्फ़ेट और मैगनीसियम सल्फ़ेट में ज़िंक का परमाणुभार ६५ ज्ञात है पर मैगनीसियम का परमाणुभार संदिग्ध है। ये दोनों यौगिक एक ही प्रकार के मणिभ बनते हैं और वस्तुतः समरूपी होते हैं अतः इन सल्फ़ेटों में ज़िंक और मैगनीसियम की मात्रा परमाणुभार के अनुपात में होनी चाहिये। विश्लेषण से मालूम होता है कि मैगनीसियम और ज़िंक २४ : ६५ अनुपात में इस यौगिक में विद्यमान रहते हैं अतः मैगनीसियम का परमाणुभार २४ होगा।

प्रश्न

१. धातुओं का परमाणुभार कैसे निकाला जा सकता है उस का संक्षिप्त वर्णन करो।

(मद्रास, १९२३)

२. किसी धातु के क्लोराइड में क्लोरीन का अंश प्रतिशत ६५·५४ है। इस क्लोराइड का वाष्पघनत्व ८० है। (क) क्लोराइड का वास्तविक अणुभार और (ख) धातु के परमाणुभार का उच्चतम मान निकालो।

३. संयोजनभार और परमाणुभार के बीच क्या सम्बन्ध है ?

४. किसी पदार्थ के वाष्पघनत्व निकालने की दो विधियों का संक्षिप्त वर्णन करो। वाष्पघनत्व के निर्धारण से किसी तत्व का परमाणुभार कैसे निकाला जाता है ?

५. डूलां और पेटिट का नियम क्या है ? इस से परमाणुभार के निर्धारण में रसायनज्ञों को क्या सहायता मिलती है ?

६. 'समरूपता', मिश्रित मणिभ' और 'स्तर मणिभ' के क्या आशय हैं ? समरूपता के नियम से परमाणुभार के निर्धारण में कैसे सहायता मिलती है ?

७. यशद वा मैगनीसियम सदृश धातु का परमाणुभार तुम जिस प्रयोग से निर्धारित करोगे उस का सविस्तार वर्णन करो।

परिच्छेद ७

विद्युत्-विच्छेदन ।

बैटरी के छोरों को किसी धातु के तार द्वारा जोड़ने से उस तार से होकर विद्युत् की धारा प्रवाहित होती है किन्तु इस विद्युत्-धारा के साथ साथ अन्य कोई पदार्थ संचालित नहीं होता । गन्धकाम्ल के द्वारा आम्लिक बनाये हुये जल में भी बैटरी के छोरों के डूबाने से विद्युत् की धारा बहती है किन्तु इस के साथ साथ रासायनिक क्रियाएं भी होती हैं और एक छोर पर आक्सिजन और दूसरे छोर पर हाइड्रोजन निकलता है । यदि कुछ समय तक धारा बहती रहे और विलयन को मिश्रित न होने दें तो देखेंगे कि जिस छोर पर आक्सिजन निकलता है उस छोर के चारो ओर गन्धकाम्ल एकत्रित होता है ।

अतः वैद्युत् चालन दो प्रकार का होता है । एक धातवीय चालन जिस में और कोई महत्व का परिवर्तन नहीं होता और दूसरा विद्युत्-वैच्छेदिक चालन जिस में साधारणतः कुछ रासायनिक परिवर्तन होते रहते हैं । इस अध्याय में दूसरे प्रकार के चालन पर ही विचार होगा ।

अपेक्षाकृत कुछ ही शुद्ध पदार्थ विद्युत्-वैच्छेदिक चालक होते हैं । पिघले हुए लवण और पिघले हुए क्षार साधारणतः चालक होते हैं । पिघला हुआ सिल्वर क्लोराइड स्वच्छन्दता से विद्युत् चालक होता है । इस क्रिया में सिल्वर क्लोराइड स्वयं विच्छदित हो जाता है । द्रवणाङ्क के पार्श्ववर्ती ताप-क्रम पर घन अवस्था में वस्तुएं बहुत कुछ विद्युत्-वैच्छेदिक चालक होती हैं। पिघलते हुए लवणों के विद्युत्-विच्छेदन से अनेक धातुएं पहले-पहल प्राप्त हुई थीं । सोडियम और पोटासियम के पिघले हुये हाइड्राक्साइड से डेवी ने सोडियम और पोटासियम का आविष्कार किया था । आज कल इसी विधि से अलुमिनियम धातु प्राप्त होती है ।

आज कल अधिक उन्नति हुई है विलयन विशेषतः जलीय विलयन के विद्युत्-विच्छेदन में। शुद्ध जल कदाचित् ही चालक कहा जा सकता है क्योंकि इस की चालकता बहुत ही अल्प होती है। शुष्क द्रव हाइड्रोक्लोरिक अम्ल भी विद्युत्-वैच्छेदिक चालक नहीं होता किन्तु इन दोनों यौगिकों को मिलाने से हाइड्रोक्लोरिक अम्ल का जो विलयन प्राप्त होता है वह विद्युत का बहुत ही अच्छा चालक होता है और इस विद्युत् चालन से वह विच्छेदित हो जाता है। अतः यहां चालकता विलयन के किसी एक अवयव का गुण नहीं है किन्तु यह स्वयं जलीय विलयन का गुण है। प्रत्येक विलायक से वस्तुओं में चालकता नहीं आ जाती। क्लोरोफ़ार्म स्वयं चालक नहीं है। क्लोरोफार्म में हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के घुलाने से इस विलयन में चालकता नहीं आती। जो वस्तुएं जल में विद्युत्-वैच्छेदिक चालक होती हैं वे मेथिल और ऐथिल अलकोहल में भी चालक होती है किन्तु जल से कम। ऐसीटोन में प्रायः मेथिल और ऐथिल अलकोहल के बराबर ही वस्तुएं चालक होती है। ईथर का स्थान इन से नीचा है। क्लोरोफ़ार्म, बेनज़ीन, और दूसरे हाइड्रो-कार्बन में विलीन वस्तुएं कदाचित् ही चालक होती हैं। इस प्रकार निष्क्रिय विलायकों से अचालक विलयन बनते और सक्रिय विलायकों से कम या अधिक चालक विलयन प्राप्त होते हैं।

यह विद्युत्-वैच्छेदिक चालकता विलायक की प्रकृति पर ही निर्भर नहीं करती बल्कि विलेय पदार्थ की प्रकृति पर भी निर्भर करती है। कुछ पदार्थों के जलीय विलयन साधारणतः चालक होते हैं। लवण, क्षार और अम्लों के विलयन साधारणतः चालक होते हैं। शर्करा और अलकोहल के जलीय विलयन जल से कुछ अधिक चालक नहीं होते। अतः पदार्थों के जलीय विलयन का तीन वर्गों में वर्गीकरण किया गया है। कुछ विलयन चालक होते हैं जिन्हें विद्युत्-वैच्छेद्य कहते हैं। प्रायः सारे लवणों के विलयन, प्रबल अम्लों (गन्धकाम्ल, हाइड्रोक्लोरिक अम्ल इत्यादि) के विलयन इसी वर्ग के हैं। कुछ विलयन कम चालक होते हैं इन्हें अर्ध विद्युत्-वैच्छेद्य कहते हैं। दुर्बल अम्लों (ऐसीटिक अम्ल इत्यादि) और दुर्बल क्षारों (अमोनिया इत्यादि)

के विलयन अर्ध वैद्युत्-वैच्छेद्य होते हैं। कुछ विलयन अचालक होते हैं इन्हें विद्युत्-अच्छेद्य कहते हैं। उदासीन यौगिकों (शर्करा, अलकोहल, यूरीया इत्यादि) के विलयन इस वर्ग के हैं। वस्तुतः इन तीन वर्गों के बीच कोई विशेष भेद नहीं है। अनेक ऐसे पदार्थ हैं जिन के विलयन को किसी एक वर्ग में रखना कुछ कठिन हो जाता है। दुर्बल अम्ल और दुर्बल क्षार यद्यपि अर्ध विद्युत्-वैच्छेद्य होते हैं किन्तु उन के लवण विद्युत्-वैच्छेद्य होते हैं यह बात सदा स्मरण रखना चाहिए। पोटासियम ऐसीटेट का प्रमाण विलयन ऐसीटिक अम्ल के प्रमाण विलयन से ५० गुना अधिक चालक होता है। अमोनियम क्लोराइड का प्रमाण विलयन अमोनिया के प्रमाण विलयन से १०० गुना अधिक चालक होता है।

जब गन्धकाम्ल का विलयन विद्युत्-विच्छेदित होता है तब आक्सिजन एक विद्युतद्वार पर और हाइड्रोजन दूसरे विद्युतद्वार पर निकलता है। जिस विद्युतद्वार पर आक्सिजन निकलता है उसे धन विद्युतद्वार या ऐनोड और जिस विद्युतद्वार पर हाइड्रोजन निकलता है उसे ऋण विद्युतद्वार या कैथोड कहते हैं। ऐनोड बैटरी के धन ध्रुव से और कैथोड बैटरी के ऋण ध्रुव से सम्बन्ध रखता है। फैरेडे ने पहले-पहल देखा कि किसी विद्युत्-वैच्छेद्य विलयन का विच्छेदन विद्युत् की मात्रा के जो उस में प्रवाहित होती है अनुपात में होता है। इस से विद्युत् की मात्रा और विच्छेदित पदार्थों की मात्रा के बीच सीधा सम्बन्ध स्थापित हो जाता है।

विद्युत् की मात्रा नापने का एकांक कूलम्ब है। यह विद्युत् की वह मात्रा है जिसका बहन एक अम्पीयर विद्युत् धारा के एक सेकन्ड में प्रवाहित होने पर होता है। जिस विद्युत् धारा से एक ग्राम हाइड्रोजन निकलता है उस में ९६५४० कूलम्ब या एक फैरड विद्युत् प्रवाहित होता है। एक ग्राम हाइड्रोजन के समतुल्य अन्य तत्त्वों के मुक्त करने के लिये भी ९६५४० कूलम्ब या एक फैरड विद्युत् की आवश्यकता होती है। विद्युत् की किसी नियमित मात्रा से कापर सल्फ़ेट के विलयन से कैथोड पर सदा एक ही मात्रा तांबे की निःक्षिप्त होती है। इसी सिद्धान्त पर हाइड्रोजन या तांबे का वोल्टमीटर

बना है जिस में हाइड्रोजन के निकलने या तांबे के निःक्षिप्त होने की मात्रा से विद्युत् की मात्रा मापी जाती है। इस मात्रा के निकलने और विद्युत् की मात्रा के व्यय होने के बीच विद्युत्-वैच्छेद्य विलयन के समाहरण, तापक्रम इत्यादि से कोई भेद नहीं होता। विलीन पदार्थ की प्रकृति से भी इस में कोई भेद नहीं होता। गन्धकाम्ल, हाइड्रोक्लोरिक अम्ल, सोडियम सल्फ़ेट इन सभी यौगिकों से विद्युत् की एक ही मात्रा से एक ही परिमाण में हाइड्रोजन निकलता है। ऐनोड और कैथोड पर निकले आक्सिजन और हाइड्रोजन की मात्रा की तुलना से मालूम होता है कि जितने विद्युत् से हाइड्रोजन का एक आयतन निकलता है उतने ही विद्युत् से हाइड्रोजन से आधा आयतन आक्सिजन का निकलता है। इसी प्रकार कापर सल्फ़ेट के विलयन से तांबे की जो मात्रा कैथोड पर निःक्षिप्त होती है वह उतने ही विद्युत् की धारा से ऐनोड पर निकले आक्सिजन की मात्रा के समतुल्य होती है। विद्युत् की जितनी मात्रा से एक ग्राम हाइड्रोजन निकलता है उतनी ही मात्रा से कापर सल्फ़ेट से ३१·७ ग्राम तांबा निकलता है। वस्तुतः पदार्थों का वैद्युत्-रासायनिक समतुल्यभार और रासायनिक संयोजनभार एक ही होते हैं।

विद्युत् की मात्रा और दो विद्युत्-द्वारों पर निकले पदार्थों के बीच का सम्बन्ध फैरेडे के नियम के नाम से पुकारा जाता है। फैरेडे का पहला नियम यह है।

(१) विद्युतद्वारों पर बिसर्जित पदार्थों की मात्रा उस विद्युत्-वैच्छेद्य में जितनी विद्युत् प्रवाहित होती है उस की मात्रा के अनुपात में होती है,

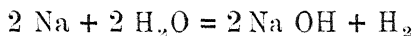
(२) विभिन्न विद्युत्-वैच्छेद्य में जब एक ही मात्रा में विद्युत् प्रवाहित होती है तब विद्युतद्वारों पर बिसर्जित पदार्थों की तौल उन के संयोजनभार के अनुपात में होती है

जब हम देखते हैं कि विद्युतद्वार के चारों ओर विलयन के समाहरण में विद्युत्-प्रवाह से परिवर्तन होता रहता है तब मानना अनिवार्य्य हो जाता है कि विद्युत्-वैच्छेद्य में विद्युत् के साथ साथ पदार्थ भ्रमण करता है। विद्युत्

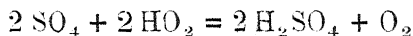
वैच्छेद्य में जो पदार्थ संचालित होता उसे सूचित करने के लिये फैरेडे ने 'आयन' शब्द का प्रयोग किया था। प्रत्येक विलयन में विद्युत्-प्रवाह से पदार्थ दोनों विद्युतद्वारों की ओर संचालित होते हैं। जो ऐनोड की ओर संचालित होता उसे 'ऐनायन' कहते हैं और जो कैथोड की ओर संचालित होता उसे 'केटायन' कहते हैं। यह जानना कठिन है कि किसी विशिष्ट विलयन में आयन क्या है किन्तु यह निर्विवाद है कि अम्ल के जलीय विलयन में केटायन हाइड्रोजन और ऐनायन अम्लमूलक होता है। भस्मों के विलयन में केटायन कोई धातु वा धातवीय मूलक जैसे अमोनियम NH_4 और ऐनायन हाइड्राक्सील OH मूलक होता है। लवणों के विलयन में केटायन कोई धातु वा धातवीय मूलक और ऐनायन अम्लमूलक होता है। केटायन धन विद्युत् वहन करता और ऋण विद्युतद्वार या कैथोड की ओर संचालित होता है और ऐनायन ऋण विद्युत वहन करता और धन विद्युतद्वार या ऐनोड की ओर संचालित होता है। एक-भास्मिक अम्लों, एक-आम्लिक भस्मों और उन के लवणों का प्रत्येक ग्राम आयन एक फैरेड विद्युत् से आविष्ट होता है और जब यह प्रतिकूल विद्यन्मय विद्युतद्वार पर पहुंचता है तब यह विद्युत् विसर्जित हो जाता है। हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के जलीय विलयन में धन आयन हाइड्रोजन और ऋण आयन क्लोरीन होता है। हाइड्रोजन का प्रत्येक ग्राम धन विद्युत् के एक फैरेड स आविष्ट होता है और ऋण वियतद्वार की ओर संचालित होता है जब यह विद्युत् विसर्जित होता है तब यह हाइड्रोजन आयन सामान्य हाइ-ड्रोजन होकर विद्युतद्वार पर मुक्त होता है। जिस समय ऋण विद्युतद्वार पर विद्युत् का यह विसर्जन होता रहता है उसी समय ऋण विद्युत् की समतुल्य मात्रा धन विद्युतद्वार पर विसर्जित होती है। विद्युत की यह मात्रा ३५·५ ग्राम क्लोरीन से प्राप्त होती है। धन ध्रुव पर क्लोरीन की यह सारी मात्रा क्लोरीन के रूप में मुक्त नहीं होती। यदि विलयन समाहृत रहता है तो अधिकांश क्लोरीन के रूप में निकल जाता है किन्तु यदि विलयन तनु होता है तो जल पर क्लोरीन की क्रिया से आक्सिजन मुक्त होता है। साधारणतः धन विद्युतद्वार पर क्लोरीन और आक्सिजन दोनों निकलते हैं और यदि इन की

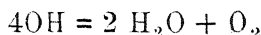
मात्राएं ठीक ठीक नापी जांय तो दोनों मिलकर हाइड्रोजन की मात्रा के समतुल्य होती हैं ।

जब नमक का विलयन विद्युत्-विच्छेदित होता है तब क्लोरीन ऐनोड पर और सोडियम के स्थान में हाइड्रोजन कैथोड पर मुक्त होता है। वस्तुतः कैथोड पर सोडियम ही मुक्त होता किन्तु जल की क्रिया से सोडियम हाइड्रेट में परिणत हो जाता और हाइड्रोजन निकलता है ।

$$2\,Na + 2\,H_2O = 2\,Na\,OH + H_2$$

विद्युत्-विच्छेदन का यहां क्लोरीन प्रधान फल है और हाइड्रोजन गौण फल।

सोडियम सल्फ़ेट के विलयन को विद्युत्-विच्छेदित करने से हाइड्रोजन कैथोड पर और आक्सिजन ऐनोड पर निकलता है। हाइड्रोजन और आक्सि-जन दोनों ही यहां गौण फल हैं क्योंकि वस्तुतः तहां Na और SO_4 आयन मुक्त होते हैं। सोडियम पर जल की क्रिया से हाइड्रोजन निकलता और SO_4 आयन से जल पर की क्रिया से आक्सिजन मुक्त होता है।

$$2\,SO_4 + 2\,HO_2 = 2\,H_2SO_4 + O_2$$

सोडियम हाइड्रक्साइड के विद्युत्-विच्छेदन से हाइड्रोजन कैथोड पर और आक्सिजन ऐनोड पर निकलता है। यहां OH आयन वस्तुतः ऐनोड पर मुक्त होता ह।

$$4OH = 2\,H_2O + O_2$$

यह सम्भव है कि विद्युत्द्वार पर जो पदार्थ मुक्त होते हैं वे जिस पदार्थ से विद्युत्द्वार बना होता है उसे आक्रान्त कर या उस से आक्रान्त हो कुछ और पदार्थ बने । यदि हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के विद्युत्-विच्छेदन में तांबे का विद्युत्द्वार व्यवहृत हो तो ज्यों ही क्लोरीन मुक्त होता है त्योंही यह तांबे को आक्रान्त कर उसे कापर क्लोराइड में परिणत कर देता है। इसी प्रकार तांबे के विद्युत्द्वारों के व्यवहार से कापर सल्फ़ेट के विद्युत्-विच्छेदन से ऐनोड पर विसर्जित SO_4 तांबे को आक्रान्त कर उसे कापर सल्फ़ेट में परिणत कर देता है।

फैरेडे का विद्युत्-विच्छेदन सम्बन्धी दूसरा नियम यह है। "**किसी आयन के ग्राम संयोजनभार को निःक्षिप्त करने के लिये ९६५४०**

कूलम्ब वा एक फैरेड विद्युत की आवश्यकता होती है" इस नियम के अनुसार विद्युत् की मात्रा के और तत्त्वों की मात्रा के निःक्षेप से तत्त्वों का संयोजनभार निकाला जा सकता है।

लवण, भस्म और क्षारों को इस प्रकार के विलयन में आयन में विच्छेदित होने को "वैद्युत्-विघटन" कहते हैं। ऐरीनीयस के मतानुसार जो विलयन सुचालक होते हैं उन में प्रायः सारे पदार्थ आयन में विच्छेदित हो जाते हैं। जो अर्ध चालक होते हैं उन में उन का कुछ अंश आयन में विच्छेदित हो जाता है और जो कुचालक होते हैं वे प्रायः बिलकुल ही आयन में विच्छेदित नहीं होते। इस प्रकार पदार्थों को विलयन में आयन में विच्छेदित होने को "वैद्युत्-विघटन" वा "आयनीकरण" का नियम कहते हैं। इस नियम को ऐरीनीयस ने १८८७ ई० में पहल-पहले प्रतिपादित किया था। यह नियम अब अनेक प्रमाणों से पुष्ट होता है। विलयन को उड़ाकर सुखा देने से आयन फिर मिलकर अपने पूर्व के रूप में आ जाते हैं।

लवण, भस्म और क्षारों से जो आयन बनते हैं उन में धन आयन को विन्दु के द्वारा (·) और ऋण आयन को डैश (') के द्वारा प्रगट करते हैं। नीचे कुछ ऐसे एकबन्धक तत्त्वों वा मूलकों की सूची दी जाती है जो विद्युत् के एकधन वा ऋण आवेश को वहन करते हैं।

$H^{\cdot}$ हाइड्रोजन आयन	OH' हाइड्राक्सील आयन
$Na^{\cdot}$ सोडियम ,,	Cl' क्लोराइड ,,
$K^{\cdot}$ पोटासियम ,,	Br' ब्रोमाइड ,,
$NH^{\cdot}_4$ अमोनियम ,,	I' आयोडाइड ,,
$Ag^{\cdot}$ सिल्वर ,,	ClO'_3 क्लोरेट ,,
$Hg^{\cdot}$ मरकुरस ,,	NO_3' नाइट्रेट ,,
$Cu^{\cdot}$ क्यूप्रस ,,	NO_2' नाइट्राइट ,,
	H_2S' हाइड्रो सलफाइड ,,
	HCO'_3 बाइकार्बनेट ,,
	MnO'_4 मंगनेट ,,

निम्न सूची कुछ ऐसे द्विबन्धक तत्वों या मूलकों की है जो विद्युत् के दो आवेश को बहन करते हैं :—

$Cu^{\cdot\cdot}$ क्यूप्रिक आयन	SO_4'' सल्फ़ेट आयन
$Ca^{\cdot\cdot}$ कालसियम आयन	SO_2'' थायो-सल्फ़ेट आयन
$Ba^{\cdot\cdot}$ बेरियम ,,	SO_3'' सल्फ़ाइट ,,
$Mg^{\cdot\cdot}$ मैगनीसियम ,,	S'' सल्फ़ाइड ,,
$Zn^{\cdot\cdot}$ जिंक ,,	CO_3'' कार्बनेट ,,
$Hg^{\cdot\cdot}$ मरकुरिक ,,	$Cr\,O_4''$ क्रोमेट ,,
$Pb^{\cdot\cdot}$ लेड ,,	Cr_2O_7'' बाइक्रोमेट ,,
$Sn^{\cdot\cdot}$ स्टेनस ,,	
$Mn^{\cdot\cdot}$ मैंगनस ,,	
$Fe^{\cdot\cdot}$ फेरस ,,	

निम्न सूची ऐसे त्रिबन्धक तत्वों या मूलकों की है जो विद्युत् के तीन आवेश को बहन करते हैं :—

$Al^{\cdot\cdot\cdot}$ अलुमिनियम आयन	PO_4''' फ़ास्फ़ेट आयन
$Cr^{\cdot\cdot\cdot}$ क्रोमिक आयन	BO_2''' बोरेट ,,
$Fe^{\cdot\cdot\cdot}$ फेरिक ,,	

विद्युत-विच्छेदन की व्यावहारिक उपयोगिता। विद्युत्-विच्छेदन के अनेक उपयोग हैं जो उद्योग-धन्धे में होते हैं। इन में सब से पुराना विद्युत् से धातुओं पर पानी चढ़ाना वा मुलम्मा करना है। धातुओं पर मुलम्मा करने में जिस पात्र पर मुलम्मा करना होता है उसे पहले पूर्ण रूप से साफ़ करते हैं और तब उस के तल को कुछ रुखड़ा कर देते हैं। इस पात्र को फिर विद्युत्-वैच्छेदिक सेल का कैथोड और जिस धातु का पानी चढ़ाना होता है उस धातु के पट्ट को ऐनोड बना कर बैटरी या डायनमों से इस के द्वारा विद्युत् प्रवाहित करते हैं। पात्र के ऊपर उस धातु का पतला और दृढ़ता से चिपका हुआ आवरण-स्वर्ण, चांदी, निकल या अन्य धातुओं का निःक्षिप्त हो जाता है और ऐनोड के बराबर घुलते रहने के कारण विलयन

का समाहरण ज्यों का त्यों बना रहता है।

मुलम्मा करने के धन्धे में सब से अधिक महत्त्व का विद्युत् से चांदी का मुलम्मा करना है। इस में चांदी और पोटासियम के युग्म लवण व्यवहृत होते हैं। सिल्वर सायनाइड के एक अंश को (तौल में) पोटासियम सायनाइड के २ अंश के साथ ४० अंश स्रावित जल में घुलाने से इस का उचित विलयन तैयार होता है। उस समय तक इस में विद्युत्-धारा प्रवाहित होती रहती है जब तक चांदी प्रति वर्ग फुट में एक आउंस चांदी निःक्षिप्त नहीं हो जाती। इस प्रकार पात्र पर $\frac{१}{८००}$ इंच मोटा निःक्षेप जम जाता है।

वैद्युत् स्वर्णरंजन वह कला है जिस से वस्तुओं पर सोने का पानी चढ़ाया जाता है। यहां स्वर्ण और पोटासियम के सायनाइड के युग्म लवण का व्यवहार होता है। यहां भी क्रिया वही होती है जो चांदी का पानी चढ़ाने में होती है। अन्तर इतना ही रहता है कि यहां कुछ दुर्बल विद्युत् धारा उपयुक्त होती है और निःक्षेप कुछ अधिक पतला होता है।

वैद्युत् निकेलरंजन वह कला है जिस से वस्तुओं पर निकेल का पानी चढ़ाया जाता है। यहां निकेल और अमोनिया का युग्म सल्फ़ेट थोड़ा आम्लिक विलयन में प्रयुक्त होता है। अच्छे आवरण में प्रति वर्ग फुट में प्रायः एक आउंस निकेल रहता है और ऐसे आवरण की मोटाई प्रायः $\frac{१}{१०००}$ इंच होती है।

वैद्युत् ताम्ररंजन अन्य सब धातुओं के पानी चढ़ाने से सरल होता है। इस में कापर सल्फ़ेट का अति समाहृत और थोड़ा आम्लिक विलयन व्यवहृत होता है। जब केवल लोहे पर तांबे का मुलम्मा करना होता है तब कापर सल्फ़ेट का व्यवहार नहीं हो सकता क्योंकि लोहे से यह शीघ्रही विच्छेदित हो जाता है। इस दशा में कापर और सोडियम के युग्म टारटेट का क्षारीय विलयन व्यवहृत होता है जो कापर सल्फ़ेट और सोडियम टारटेट में सोडियम हाइड्रॉक्साइड को अधिक मात्रा में डालने से तैयार होता है।

वैद्युत्-मुद्रण का उद्देश्य पतला चिपकने वाला आवरण तैयार करने का

नहीं है बल्कि एक ऐसा मोटा निःक्षेप प्राप्त करना है जो ढांचे से सरलता से अलग किया जा सके। यह ढांचा बेटरी का कैथोड होता है। वैद्युत्-मुद्रण से ढांचे का आकार, ऊंचाई, नीचाई सब उतर आती है। इस प्रकार लकड़ी पर बने चित्र तांबे पर ठीक ठीक उतर आते हैं। यह ढांचा पहले गट्टापर्चा या प्लास्टर आफ़ पेरिस का या अन्य किसी पदार्थ का बनाया जाता है। इस ढांचे का मुख तब ग्रेफाइट से ढांक दिया जाता है ताकि इस के ऊपर विद्युत्-चालक आवरण बन जाय। इस के बाद यह कापर सल्फ़ेट के विलयन में लटकाया जाता है। बेटरी का यह कैथोड होता है और कापर सल्फ़ेट के विलयन में लटका हुआ तांबे का पत्तर ऐनोड होता है। जब ढांचे पर पर्याप्त मोटाई का निःक्षेप बन जाता है तब उस निःक्षेप को ढांचे से अलग कर लेते और टाइप मेटल (type-metal) उसके पीछे लगाकर लकड़ी पर चढ़ा देते हैं।

अनेक धातुओं के प्राप्त करने में आज कल विद्युत्-वैच्छेदिक विधि उपयुक्त होती है। पिघले हुए सोडियम हाइड्राक्साइड के विद्युत्-विच्छेदन से सोडियम प्राप्त होता है। पिघले हुए अलुमिनियम, सोडियम और कालसियम फ्लोराइड के विद्युत्-विच्छेदन से अलुमिनियम धातु प्राप्त होती है। अशुद्ध तांबा भी आज कल इसी विधि से कम व्यय में शोधित होता है।

प्रश्न

१. विद्युत्-विच्छेदन के प्रधान नियमों का वर्णन करो। जब विद्युत्-धारा (१) सोडियम क्लोराइड (२) सोडियम सल्फ़ेट और (३) कापर सल्फ़ेट के विलयन में प्रवाहित होती है तब क्या होता है? यदि धारा तब तक बहती रहे जब तक तांबे का ५ ग्राम निःक्षिप्त न हो जाय तो भिन्न भिन्न विद्युतद्वारों पर क्रियाफल का कितना कितना ग्राम निःक्षिप्त होगा?

(Bombay I. Sc. 1914)

२. विद्युत-विच्छेदन सम्बन्धी फैरेडे के नियमों की व्याख्या करो। विद्युत्-धारा (१) तांबे के विद्युत्द्वारों के बीच कापर सल्फ़ेट के जलीय विलयन में (२) प्लाटिनम विद्युत्द्वारों के बीच कापर सल्फ़ेट के जलीय विलयन में

(३) प्लाटिनम विद्युतद्वारों के बीच सोडियम क्लोराइड के जलीय विलयन में और (४) कार्बन विद्युतद्वारों के बीच हाइड्रोजन क्लोराइड में प्रवाहित होती है। प्रत्येक दशा में क्या क्या होता है उस का सविस्तर वर्णन करो । जब प्रत्येक विलयन में एक फैरेड विद्युत् प्रवाहित हो तो भिन्न भिन्न पदार्थों की कितनी मात्रा मुक्त होगी ? (Bombay I. Sc. 1916)

३. विद्युत्-विच्छेदन का क्या आशय है ? इसके नियमों का वर्णन करो। कापर सल्फ़ेट के विलयन में डूबे हुए तांबे के दो पट्टों के द्वारा विलयन में विद्युत की धारा बह रही है। इस दशा में क्या देख पड़ेगा उस का वर्णन और व्याख्या करो। तांबे के स्थान में यदि प्लाटिनम का पट्ट हो तब क्या अन्तर होगा। (Bombay I. Sc. 1919)

४. विद्युत-विच्छेदन क्या है ? फैरेडे के नियमों का वर्णन करो और यदि (१) नमक (२) सोडियम सल्फ़ेट और (३) कापर सल्फ़ेट के विलयन में विद्युत की धारा बहे तब क्या क्या होगा उसकी व्याख्या करो।

(१), (२) और (३) से कितने ग्राम क्रिया-फल प्राप्त होंगे यदि (३) से ६३.६ ग्राम तांबा मुक्त होता हो। (Bombay I. Sc. 1923)

५. विद्युत्-विच्छेदन के कुछ व्यावहारिक उपयोगों का वर्णन करो।

परिच्छेद ८

लवण बनाने की विधि ।

लवण की परिभाषा : धातुओं या तत्त्वों के मूलकों के द्वारा अम्लों के कुछ या सब हाइड्रोजनों के स्थानापन्न होने से जो यौगिक बनते हैं उन्हें 'लवण' कहते हैं । जब हाइड्रोक्लोरिक अम्ल का हाइड्रोजन यशद से स्थानापन्न होता है तब जिंक क्लोराइड $ZnCl_2$ नामक लवण बनता है । जब गन्धकाम्ल का एक हाइड्रोजन सोडियम से स्थानापन्न होता है तब सोडियम बाइ-सल्फेट $NaHSO_4$ बनता है और जब इस के दोनों हाइड्रोजन सोडियम से स्थानापन्न होते हैं तब सामान्य सोडियम सल्फ़ेट Na_2SO_4 बनता है ।

आयोनिक सिद्धान्त के अनुसार लवण वह पदार्थ है जो जल में घुलने पर पूर्ण या आंशिक रूप से दो आयनों में विच्छेदित हो जाता है । इन दोनों आयनों में एक धातु का, वा तत्त्व के मूलक का (जैसे NH_4) जो धातु के बराबर होते हैं और दूसरा अधातु का या अधातु मूलक का होता है । इस परिभाषा में अम्ल और भस्म भी सम्मिलित हो जाते हैं क्योंकि अम्ल भी हाइड्रोजन (H) और अधातु या अधातुमूलक में और भस्म धातु और अधातु मूलक हाइड्राक्सील (OH') में परिणत हो जाते हैं ।

लवणों के बनने की अनेक विधियों का उल्लेख आगे होगा । इन विधियों का संक्षेप में यहां वर्णन किया जाता है ।

१. धातु और अधातु के सीधे संयोग से । अनेक धातुएं अधातुओं के विशेषतः हैलोजन के संसर्ग में आने पर हालायड लवण बनती हैं । सोडियम क्लोरीन के संसर्ग में आने पर शीघ्र ही सोडियम क्लोराइड बनता है । फ़ास्फ़रस को क्लोरीन के जार में डालने से यह स्वयं जलने लगता और इस प्रकार जल कर फ़ास्फ़रस ट्राइक्लोराइड PCl_3 बनता है । जब

कोई धातु दो प्रकार का लवण बनती है तब जिस में हैलोजन की मात्रा अधिक होती है वह हैलोजन के आधिक्य में बनता और जिस में हैलोजन की मात्रा कम होती है वह धातु के आधिक्य में बनता है . इस प्रकार क्लोरीन के आधिक्य में लोहे से फेरिक क्लोराइड $FeCl_3$ बनता है और लोहे के आधिक्य में फेरस क्लोराइड $FeCl_2$ बनता है। इसी प्रकार पारे और आयोडीन से आयोडीन के आधिक्य में HgI_2 बनता और पारे के आधिक्य में Hg_2I_2 बनता है।

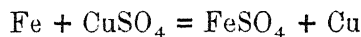
अनेक धातुएं गन्धक के साथ सीधे संयुक्त हो धातुओं के सल्फ़ाइड बनती हैं। लोहे को गन्धक के चूर्ण के साथ गरम करने से वह शीघ्र ही सल्फ़ाइड में परिणत हो जाता है।

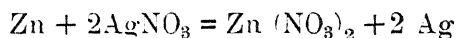
२. अम्लों पर धातुओं की क्रिया से। अम्लों पर धातुओं की क्रिया से प्रायः सदा ही लवण प्राप्त होते हैं। नाइट्रिक अम्ल और गन्धकाम्ल के गुण के वर्णन में इन अम्लों से लवण बनने का विस्तार में उल्लेख होगा।

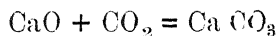
हालायड पर धातुओं की क्रिया, से यदि धातु दो प्रकार का लवण बनती हैं तो, सदा ही निम्नांश लवण (वह लवण जिस में हैलोजन की मात्रा कम होती है) बनता है। इस प्रकार लोहे और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल से फ़ेरस क्लोराइड $FeCl_2$ और वङ्ग और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल से स्टेनस क्लोराइड $SnCl_2$ बनता है। इस का कारण यह हो सकता है कि इस क्रिया में जो नवजात हाइड्रोजन उत्पन्न होता है वह उच्चांश क्लोराइडों को निम्नांश क्लोराइडों में परिणत कर देता हो। यदि अम्ल ऐसा हो जो हाइड्रोजन को आक्सीकृत कर दे तब निम्न वा उच्च लवण का बनना धातु और अम्ल की आपेक्षिक मात्रा पर निर्भर करता है। नाइट्रिक अम्ल के आधिक्य में पारे से मरकरिक नाइट्रेट और पारे के आधिक्य में मरकरस नाइट्रेट बनता है।

३. एक धातु के लवण पर दूसरी धातु की क्रिया से। पहली धातु के लवण पर दूसरी धातु की क्रिया से पहली धातु दूसरी धातु से स्थानापन्न हो जाती है यदि पहली धातु का आक्साइड दूसरी धातु की

आक्साइड से अधिक प्रबल भास्मिक आक्साइड बनती हो। इस प्रकार कापर सल्फ़ेट के विलयन में लोहे के डालने से फेरस सल्फ़ेट और तांबा प्राप्त होता है।

$$Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$$

इसी प्रकार सिल्वर नाइट्रेट के विलयन में यशद डालने से जिंक नाइट्रेट और चांदी प्राप्त होती है।

$$Zn + 2AgNO_3 = Zn (NO_3)_2 + 2 Ag$$

४. भास्मिक आक्साइड और आम्लिक आक्साइड की पारस्परिक क्रिया से। अनेक भास्मिक आक्साइड आम्लिक आक्साइड के साथ सीधे संयुक्त हो लवण बनते हैं। चूना कार्बन डाइ-आक्साइड के संसर्ग से कालसियम कार्बनेट में परिणत हो जाता है।

$$CaO + CO_2 = Ca CO_3$$

बेरियम आक्साइड को सल्फर ट्राइ-आक्साइड के साथ मिश्रित करने से इतनी शक्ति के साथ बेरियम सल्फ़ेट बनता है कि सारा ढेर रक्त-तप्त हो जाता है।

५. अम्लों और भस्मों की पारस्परिक क्रिया से। अम्ल के निम्न लक्षण हैं :—

(१) इन में हाइड्रोजन होता है जिस का कुछ अंश या सब धातु के द्वारा स्थानापन्न हो सकता है।

(२) अम्लों का स्वाद साधारणतः खट्टा होता है।

(३) अम्ल साधारणतः क्षतकारी होते हैं।

(४) अम्ल नील लिटमस रंग को लाल या कुछ दशाओं में सिन्दुर वर्ण के कर देते हैं।

अम्लजनक आक्साइडों को जल में घुलाने से कुछ अम्ल प्राप्त होते हैं।

भास्मिक आक्साइड जल के साथ मिलकर भस्म में परिणत हो जाते हैं। कुछ भस्म जो जल में विलेय होते हैं जैसे दाहक सोडा, दाहक पोटाश, चूना

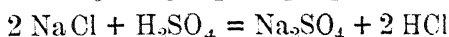
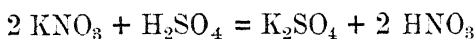
इत्यादि उन्हें 'क्षार' कहते हैं। क्षार लाल लिटमस को नीला कर देते हैं। उन के स्पर्श से साबुन सा चिकना मालूम होता है और उन का स्वाद एक विशेष प्रकार का क्षारीय होता है। साधारणतः भस्म उसे कहते हैं जो अम्लों की क्रिया से लवण और जल उत्पन्न करें।

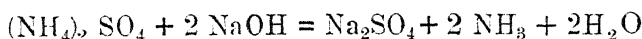
जब अम्लों का स्थानच्युतिशील हाइड्रोजन सारा का सारा धातु से स्थानापन्न हो जाता है तब इस से सामान्य लवण बनता है। पोटासियम क्लोराइड KCl, सोडियम सल्फ़ेट Na_2SO_4, ट्राइसोडियम फ़ास्फ़ेट Na_3PO_4 सामान्य लवण हैं। जब अम्ल के हाइड्रोजन का कुछ अंश ही धातु से स्थानापन्न होता है तब आम्लिक लवण बनता है. सोडियम हाइड्रोजन सल्फ़ेट $NaHSO_4$, सोडियम बाइ-कार्बनेट $NaHCO_3$, डाइ-सोडियम हाइड्रोजन फ़ास्फ़ेट Na_2HPO_4. सोडियम डाइ-हाइड्रोजन फ़ास्फ़ेट NaH_2PO_4 आम्लिक लवण हैं। यहां यह स्मरण रखना चाहिये कि यह आवश्यक नहीं कि सामान्य लवण सब उदासिन हीं हों और सब आम्लिक लवण आम्लिक ही हों यद्यपि कछ सामान्य लवण अवश्य ही उदासीन होते हैं और अधिकांश आम्लिक लवण आम्लिक होते हैं। सामान्य सोडियम कार्बनेट Na_2CO_3 क्षारीय होता है। कापर सल्फ़ेट $CuSO_4$ आम्लिक होता है। डाइ-सोडियम हाइड्रोजन फ़ास्फ़ेट Na_2HPO_4 यद्यपि आम्लिक लवण हैं किन्तु इस की क्रिया क्षारीय होती है।

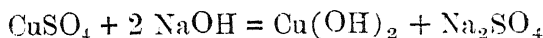
कछ लवण भास्मिक होते हैं। भस्मों की अम्लता हाइड्राक्सील (OH) मूलक पर निर्भर करती है, किसी भस्म में एक हाइ-ड्राक्सील मूलक होता है किसी में दो और किसी में तीन या इस से भी अधिक। जिस भस्म में एक से अधिक हाइड्राक्सील मूलक होते हैं उस में यदि कछ हाइड्राक्सील, अम्ल मूलक से स्थानापन्न हो जांय और कुछ न हों तो इस प्रकार जो लवण बनते हैं उन्हें "भास्मिक लवण" कहते हैं। भास्मिक लेड नाइट्रेट $Pb(OH)(NO_3)$ भास्मिक बिस्मथ नाइट्रेट $Bi(OH)_2(NO_3)$ इस प्रकार के लवण हैं। ये लवण साधारणतः भस्मों के आधिक्य में अम्लों की क्रिया से बनते हैं।

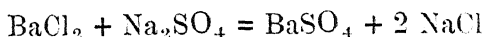
६. अधिक वाष्पशील अम्लों के लवण पर अम्लों की क्रिया से—इस विधि से पोटासियम नाइट्रेट से पोटासियम सल्फ़ेट, सोडियम क्लोराइड से सोडियम सल्फ़ेट प्राप्त हो सकता है। इन लवणों पर गन्धकाम्ल की क्रिया से वाष्पशील नाइट्रिक अम्ल और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल उड़कर निकल जाते और गन्धकाम्ल लवण पीछे रह जाता है।

$$2\,KNO_3 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2\,HNO_3$$

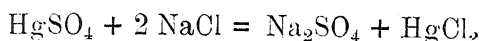
$$2\,NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2\,HCl$$

७. अधिक वाष्पशील भस्मों के लवणों पर भस्मों की क्रिया से—अमोनियम लवण पर दाहक सोडा या दाहक पोटाश की क्रिया से अमोनिया निकलता और सोडियम या पोटासियम का लवण रह जाता है।

$$(NH_4)_2\,SO_4 + 2\,NaOH = Na_2SO_4 + 2\,NH_3 + 2H_2O$$

८. अविलेय भस्म के लवण पर यदि दाहक सोडा या दाहक पोटाश का विलयन डाला जाय तो उनके बीच युग्म विच्छेदन हो कर अविलेय भस्म अवक्षिप्त हो जाता और सोडियम या पोटासियम का लवण विलयन में रह जाता है। क्रियाफल के निःस्यंदन से अविलेय भस्म लवण से अलग हो जाते हैं। इस प्रकार कापर सल्फ़ेट के विलयन में दाहक सोडा के डालने से क्यूप्रिक हाइड्राक्साइड $Cu(OH)_2$ अवक्षिप्त हो जाता और सोडियम सल्फ़ेट विलयन में रह जाता है।

$$CuSO_4 + 2\,NaOH = Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$$

९. दो लवणों की पारस्परिक क्रिया से :—दो लवणों के युग्म विच्छेदन से एक तीसरा लवण प्राप्त हो सकता है यदि यह तीसरा लवण कम विलेय या अधिक वाष्पशील हो। बेरियम क्लोराइड में सोडियम सल्फ़ेट के विलयन की क्रिया से बेरियम सल्फ़ेट और सोडियम क्लोराइड बनता है।

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4 + 2\,NaCl$$

बेरियम सल्फ़ेट अविलेय होने के कारण अवक्षिप्त हो जाता और सोडियम क्लोराइड विलयन में घुला रह जाता है। क्रिया-फल के निःस्यन्दन से बेरियम सल्फ़ेट प्राप्त होता है।

मरकरिक सल्फ़ेट $HgSO_4$ पर सोडियम क्लोराइड $NaCl$ की क्रिया से, मरकरिक क्लोराइड और सोडियम सल्फ़ेट बनता है।

$$HgSO_4 + 2\,NaCl = Na_2SO_4 + HgCl_2$$

इन सब लवणों में केवल मरकरिक क्लोराइड वाष्पशील है अतः मरकरिक सल्फ़ेट और सोडियम क्लोराइड के मिश्रण को गरम करने से युग्म विच्छेदन हो कर मरकरिक क्लोराइड वाष्प रूप में उड़कर ठंढी तह पर घनीभूत हो कर अन्य पदार्थों से पृथक् हो जाता है।

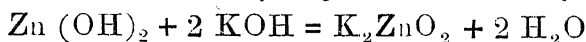
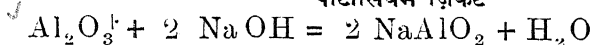
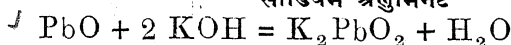
१०. दो भस्मों की क्रिया से—कुछ भस्म—जैसे यशद, सीस और अलुमिनियम के आक्साइड या हाइड्राक्साइड—दाहक सोडा या दाहक पोटाश में विलेय होते हैं। इस प्रकार घुल कर ये लवण बनते हैं। इस का कारण यह है कि ऊपरोक्त धातुओं के भस्म बहुत दुर्बल होते हैं। अतः दाहक सोडा या दाहक पोटाश सदृश प्रबल भस्मों की उपस्थिति में वे दुर्बल अम्लों के ऐसा व्यवहार करते जिस से इन धातुओं के लवण बन जाते हैं।

$$Zn(OH)_2 + 2\,KOH = K_2ZnO_2 + 2\,H_2O$$

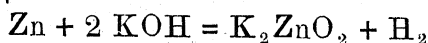
पोटासियम ज़िंकेट

$$Al_2O_3 + 2\,NaOH = 2\,NaAlO_2 + H_2O$$

सोडियम अलुमिनेट

$$PbO + 2\,KOH = K_2PbO_2 + H_2O$$

पोटासियम प्लम्बेट

११. भस्मों पर धातुओं की क्रिया से:—अनेक धातुएं, कुछ शीघ्रता से जैसे यशद और अलुमिनियम और कुछ धीरे धीरे, पोटाश के विलयन में घुलती हैं। इस क्रिया से हाइड्रोजन निकलता और उन धातुओं के लवण बनते हैं। इस प्रकार पोटाश पर यशद की क्रिया से पोटासियम ज़िंकेट बनता है।

$$Zn + 2\,KOH = K_2ZnO_2 + H_2$$

युग्म लवण : कुछ लवण दो सरल लवणों के संयोग से बनते हैं। पोटासियम सल्फ़ेट K_2SO_4 और अलुमिनियम सल्फ़ेट $Al_2(SO_4)_3$ के संयोग से पोटाश ऐलम या फिटकरी $K_2SO_4, Al_2(SO_4)_3, 24\ H_2O,$ प्राप्त होती है। ऐसे लवणों को युग्म लवण कहते हैं।

युग्म लवण दो प्रकार के होते हैं। एक प्रकार के युग्म लवण ऐसे होते हैं जो जल में घुलने पर दो सरल लवणों में विच्छेदित हो जाते और ये दोनों सरल लवण फिर अपने अपने आयनों में बिच्छेदित हो जाते हैं। पोटाश ऐलम जल में पहले पोटासियम सल्फ़ेट और अलुमिनियम सल्फ़ेट में विच्छेदित हो जाता और तब पोटासियम सल्फ़ेट $K^{\cdot}$ और SO_4'' आयन में और अलुमिनियम सल्फ़ेट $Al^{\cdot\cdot\cdot}$ और SO_4'' आयन में विच्छेदित हो जाता है। इसी प्रकार फ़ेरस अमोनियम सल्फेट $(NH_4) SO_4, FeSO_4, 6\ H_2O,$ $Fe^{\cdot\cdot}$, $NH^{\cdot}_4$ और SO_4'' आयनों में विच्छेदित हो जाता है। दूसरे प्रकार के युग्म लवण इस प्रकार विच्छेदित नहीं होते। वे आयनों में विच्छेदित अवश्य होते हैं किन्तु उनके ऐनायन धातु से बने मिश्रित मूलक के होते हैं। पोटासियम फेरोसायनाइड $K_4Fe\ (CN)_6$ पोटासियम $K^{\cdot}$ और मिश्रित ऐनायन फेरोसायनाइड $Fe\ (CN)_6''''$ में परिणत होता है। इसी प्रकार हाइड्रोजन प्लाटिनिक क्लोराइड $K^{\cdot}$ पोटासियम और मिश्रित ऐनायन प्लेटिनिक क्लोराइड $PtCl_6''$ आयनों में विच्छेदित हो जाता है।

प्रश्न

१. लवण किसे कहते हैं ? उदाहरण के साथ समझाओ।

२. लवण बनाने की विधियों का संक्षिप्त वर्णन करो।

३. (क) दो भस्मों से, (ख) एक धातु और एक भस्म से, लवण कैसे बनते हैं ? उदाहरण के साथ इसे समझाओ।

४. किस अवस्था में दो लवणों की पारस्परिक क्रिया से एक तीसरा लवण बनता है ?

५. युग्म लवण किस कहते हैं ? ये कै प्रकार के होते हैं ? उदाहरण के साथ बताओ।

परिच्छेद ६

रासायनिक गणना।

किसी यौगिक के सूत्र से इसका प्रतिशतक संगठन निकालना।

किसी यौगिक का रासायनिक संगठन उसके सूत्र से निकाला जा सकता है क्योंकि उस यौगिक का सूत्र उन तत्त्वों के सङ्केतों का एक साथ लिखने से बनता है जिन तत्त्वों से वह यौगिक बना होता है। तत्त्वों के सङ्केत उन के परमाणुभार को भी सूचित करते हैं। किसी तत्त्व का परमाणुभार परमाणुभार की सारिणी से मालूम किया जा सकता है।

जल का सूत्र H_2O है। चूंकि हाइड्रोजन का परमाणुभार १ और आक्सिजन का परमाणुभार १६ है अतः इस सूत्र से यह प्रगट होता है कि हाइड्रोजन का २ ग्राम आक्सिजन के १६ ग्राम के साथ मिलकर १८ ग्राम जल बनता है। हाइड्रोजन क्लोराइड के सूत्र HCl से मालूम होता है कि १ ग्राम हाइड्रोजन ३५·५ ग्राम क्लोरीन के साथ मिलकर ३६·५ ग्राम हाइड्रोजन क्लोराइड बनता है। H_2SO_4 से मालूम होता है कि २ ग्राम हाइड्रोजन ३२ ग्राम ग्राम गन्धक और ६४ ग्राम आक्सिजन के साथ मिलकर ९८ ग्राम गन्धकाम्ल बनता है।

अतः किसी यौगिक के प्रतिशतक संगठन से यही ज्ञात होता है कि उस यौगिक के १०० भाग में उसके अवयवों के कितने कितने भाग विद्यमान हैं।

१८ ग्राम H_2O वा जल में २ ग्राम हाइड्रोजन और १६ ग्राम आक्सिजन विद्यमान है।

अतः १ ग्राम जल में $\frac{२}{१८}$ ग्राम हाइड्रोजन विद्यमान है।

वा १०० ग्राम जल में $\frac{२}{१८} \times १००$,, ,, ,,

$= ११.१२$,, ,, ,,

इसी प्रकार १ ग्राम जल में $\frac{१६}{१८}$ ग्राम आक्सिजन विद्यमान है।

या १०० ग्राम जल में $\frac{१६}{१८} \times १००$ ग्राम आक्सिजन विद्यमान है।

वा = ८८·८८ ,, ,, ,,

अतः जल का प्रतिशतक संगठन यह हुआ।

$$H = ११·१२ \%$$
$$O = ८८·८८ \%$$

अत: किसी यौगिक का प्रतिशतक संगठन निर्धारित करने में जिन अवयवों से वह यौगिक बना है उन अवयवों की मात्रा को १०० से गुणा करते हैं और जो गुणनफल आता है उसे उस यौगिक के अणुभार से भाग देते हैं।

उदाहरण १. पोटासियम क्लोरेट $KClO_3$ का प्रतिशतक संगठन निकालो।

$$K = ३९·० , Cl = ३५·५ ; O = १६$$

$$KClO_3 = ३९ + ३५·५ + ३ \times १६ = ३९ + ३५·५ + ४८ = १२२·५$$

$$\text{अतः } K = \frac{३९ \times १००}{१२२·५} = \frac{३९००}{१२२·५} = ३१·८४ \%$$

$$Cl = \frac{३५·५ \times १००}{१२२·५} = \frac{३५५०}{१२२·५} = २८·९१ \%$$

$$3\,O = \frac{४८ \times १००}{१२२·५} = \frac{४८००}{१२२·५} = ३९·१७ \%$$

$$९९·९८ \%$$

यदि किसी यौगिक में जल विद्यमान है तब इस जल को एक तत्त्व के समान मान लेते हैं, हाइड्रोजन और आक्सिजन में खण्ड खण्ड नहीं करते।

उदाहरण २. $MgSO_4\ 7\ H_2O$ का प्रतिशतक संगठन निकालो।

Mg = २४ ; S = ३२ ; O = १६

$$MgSO_4\ 7\ H_2O = \text{२४} + \text{३२} + \text{४} \times \text{१६} + \text{७} \times \text{१८}$$
$$= \text{२४} + \text{३२} + \text{६४} + \text{१२६}$$
$$= \text{२४६}$$

अतः

$$Mg = \frac{\text{२४} \times \text{१००}}{\text{२४६}} = \frac{\text{२४००}}{\text{२४६}} = \text{९·७६}\ \%$$

$$S = \frac{\text{३२} \times \text{१००}}{\text{२४६}} = \frac{\text{३२००}}{\text{२४६}} = \text{१३·०१}\ \%$$

$$4\ O = \frac{\text{६४} \times \text{१००}}{\text{२४६}} = \frac{\text{६४००}}{\text{२४६}} = \text{२६·०२}\ \%$$

$$7\ H_2O = \frac{\text{१२६} \times \text{१००}}{\text{२४६}} = \frac{\text{१२६००}}{\text{१२६००}} = \text{५१·२३}\ \%$$

१००·०२

उदाहरण ३. सोडा मणिभ में $Na_2CO_3\ 10\ H_2O$ में मणिभीकरण के जल की प्रतिशतक मात्रा निकालो।

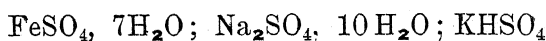
$$Na_2CO_3,\ 10\ H_2O = \text{४६} + \text{१२} + \text{४८} + \text{१८०} = \text{२८६}$$

अतः २८६ भाग में १८० भाग जल का है।

$$\therefore \text{ जल की प्रतिशतक मात्रा } = \frac{\text{१८०} \times \text{१००}}{\text{२८६}}$$
$$= \text{६२·९४}$$

अभ्यासार्थ प्रश्न।

१. निम्न यौगिकों का प्रतिशतक संगठन निकालो।

$FeSO_4$, $7H_2O$; Na_2SO_4, $10\ H_2O$; $KHSO_4$

२. मैलेकाइट ($Cu_2H_2CO_3$) का CuO, CuO_2 और H_2O के रूप

में प्रतिशतक संगठन निर्धारित करो ।

३. सोडा फ़ास्फ़ेटके मणिभ (Na_2HPO_4, 12 H_2O) में फ़ास्फ़रिक निरुदक P_2O_5 की प्रतिशतक मात्रा निकालो । ($P = 31$; $Na = 23$)

४. अनार्द्र कापर सल्फ़ेट और मणिभीय कापर सल्फ़ेट $CuSO_4$, 5 H_2O का प्रतिशतक संगठन निकालो ।

२. किसी यौगिक के प्रतिशतक संगठन से प्रयोगसिद्ध सूत्र निकालना—किसी यौगिक के प्रतिशतक संगठन से जो सब से सरल सूत्र प्राप्त होता है उसे प्रयोगासिद्ध सूत्र कहते हैं । यह कोई आवश्यक नहीं कि प्रयोगसिद्ध सूत्र यौगिक के अणु सूत्र ही हों । प्रतिशतक संगठन से इस प्रयोगसिद्ध सूत्र को निकालने के लिये उस यौगिक के प्रत्येक अवयव की प्रतिशत मात्रा को उस के परमाणुभार से विभाजित करते हैं । इस प्रकार परमाणुओं की संख्या का अनुपात प्राप्त होता है । इस रीति से प्राप्त हर एक संख्या को उन में जो सब से छोटी संख्या होती है उस से विभाजित करते हैं । इस प्रकार जो संख्या प्राप्त होती है वह उन अवयवों के परमाणुओं की संख्या होती है । यह संख्या पूर्णाङ्क होनी चाहिये क्योंकि डाल्टन के परमाणु सिद्धान्त के अनुसार परमाणुओं का विभाजन नहीं हो सकता । यदि ये पूर्णाङ्क नहीं हैं तो इन्हें किसी ऐसी संख्या से गुणा करते हैं कि वे सब पूर्णाङ्क हो जांय । इस प्रकार से प्राप्त परमाणुओं की संख्या से प्रयोगसिद्ध सूत्र प्राप्त होता है ।

उदाहरण ४. निम्न अङ्कों से अनार्द्र सोडियम कार्बनेट का प्रयोग सिद्ध सूत्र निकालो ।

$$Na = ४३{\cdot}४० \ \%$$
$$C = ११{\cdot}३२ \ \%$$
$$O = ४५{\cdot}२८ \ \%$$

इन अङ्कों को तत्वों के परमाणुभार से विभाजित करने से निम्न अङ्क प्राप्त होते हैं ।

$$Na = \frac{४३{\cdot}४०}{२३} = १{\cdot}८८६$$

$$C = \frac{११.३२}{१२} = ०.९४३$$

$$O = \frac{४५.२८}{१६} = २.८३०$$

इन अंकों में सब से छोटा ०.९४३ है अतः इससे अन्य अंकों को विभाजित करने से क्रमशः २, १ और ३ प्राप्त होता है।

$$\frac{१.८८६}{०.९४३} = २.०$$

$$\frac{०.९४३}{०.९४३} = १.०$$

$$\frac{२.८३०}{०.९४३} = ३.०$$

इस यौगिक में सोडियम, कार्बन, और आक्सिजन के परमाणु क्रमशः २, १ और ३ हैं।

अतः इस यौगिक का प्रयोगसिद्ध सूत्र Na_2CO_3 हुआ।

उदाहरण ५. लोहे और आक्सिजन के एक आक्साइड का प्रतिशतक संगठन Fe = ७०.०१ %
O = २७.९९ % है।

इस का सूत्र निकालो।

$$Fe = \frac{७१.०१}{५६} = १.२५१४ ; १$$

$$O = \frac{२७.९९}{१६} = १.८७४४ ; १.५$$

अतः लोहा और आक्सिजन के बीच का सबसे सरल सम्बन्ध Fe : O : १ : १.५ से प्रगट होता है किन्तु चूंकि परमाणुओं का विभाग नहीं हो सकता अतः इन अंकों को पूर्णाङ्क करने के लिये दोनों को २ से गुणा करते हैं। इस प्रकार २ और ३ प्राप्त होता है अतः इस यौगिक का सूत्र Fe_2O_3 हुआ।

अभ्यासार्थ प्रश्न

१. किसी यौगिक का प्रतिशतक संगठन यह है O=५८·३२, H=२·४८; S=३९·०, उस का सूत्र निकालो।

(कलकत्ता, १९०८)

२. उन यौगिकों का प्रयोगसिद्ध सूत्र निकालो जिनका प्रतिशतक संगठन निम्न है।

(क) कार्बन = ६९·७६ ; हाइड्रोजन = ११·६२ ; आक्सिजन = १८·६१

(ख) मैगनीसियम = २१·६२ ; फ़ास्फ़रस = २७·९३ ; आक्सिजन = ५०·४५

३. किसी यौगिक में कार्बन = ३२०/० , हाइड्रोजन = ४०/० और आक्सिजन = ६४०/० है। उस का प्रयोगसिद्ध सूत्र निकालो !

(प्रयाग, १९०८)

४. तांबे के दो आक्साइड में तांबे की मात्रा ८८·७ और ७९·९ प्रतिशतक है। इन यौगिकों में तांबे का संयोजनभार क्या है उसे निकालो और इनके संगठन से अपवर्त्य अनुपात के नियम की यथार्थता को सिद्ध करो। (Cu = ६३·६)

(मद्रास, १९१६)

५. किसी मणिभीय लवण को अनार्द्र करने में उस की तौल का ४५·६ प्रतिशत कम हो जाता है। उस अनार्द्र लवण का प्रतिशतक संगठन यह है। Al = १०·५ ; K = १५·१ ; S = २४·८ और O = ४९·६। मणिभीय और अनार्द्र लवण का प्रयोगसिद्ध सूत्र निकालो। (H = १ ; Al = २७ ; K = ३९ ; S = ३२ ; O = १६)

६·१० ग्राम वङ्ग को आक्सीकृत करने से १२·७ ग्राम आक्साइड प्राप्त होता है। उस टिन आक्साइड का क्या सूत्र हो सकता है ? Sn = ११९.

३. गैस के आयतन और दबाव का सम्बन्ध—किसी गैस के आयतन और दबाव के बीच का सम्बन्ध बायल के नियम द्वारा प्रगट

होता है। बायल का नियम यह है :—

"यदि किसी गैस का तापक्रम स्थिर रहे तो उस गैस का आयतन उसके दबाव का उत्क्रमानुपाती होता है।"

वा $\frac{\text{आ}_1}{\text{आ}} = \frac{\text{द}}{\text{द}_1}$ जहां आ और द क्रमशः प्रारम्भिक आयतन और दबाव है और आ_1 और द_1 क्रमशः अन्तिम आयतन और दबाव है।

उदाहरण ६. किसी गैस का किसी तापक्रम और ७५० मम. दबाव पर आयतन ४५० घ. सम. है। उसी तापक्रम पर किन्तु ७६० मम. दबाव पर उसका आयतन क्या होगा?

$$\frac{\text{आ}_1}{\text{आ}} = \frac{\text{द}}{\text{द}_1}$$

$$\therefore \text{आ}_1 = \frac{\text{आ} \times \text{द}}{\text{द}_1} = \frac{४५० \times ७५०}{७६०}$$

$$= ४४४\text{·}८ \text{ घ. सम.}$$

उदाहरण ७. किसी गैस का आयतन ६०० मम. दबाव पर २६० घ.सम. है। ५ वायुमण्डल के दबाव पर उसका आयतन क्या होगा?

५ वायुमण्डल = ७६० × ५ मम. = ३८०० मम.

$$\text{अतः } \text{आ}_1 = \frac{२६० \times ६००}{३८००} = \text{लगभग } ४१\text{·}१ \text{ घ. सम.}$$

आयतन और तापक्रम के बीच का सम्बन्ध। यह जानी हुई बात है कि गरम करने से गैसें फैलती और ठंढा करने से सिकुड़ती हैं। किसी गैस के आयतन और तापक्रम के बीच का सम्बन्ध चार्ल्स के नियम के द्वारा प्रगट होता है। चार्ल्स का नियम यह है :—

"एक ही दबाव पर प्रत्येक १° श. तापक्रम के बढ़ने वा घटने से गैस के आयतन का $\frac{१}{२७३}$ वां भाग बढ़ता वा घटता है।"

इस $\frac{१}{२७३}$ भिन्न को गैसों के प्रसार का गुणक कहते हैं।

गैस का ०° श पर एक आयतन १° श पर १+ $\frac{१}{२७३}$ आयतन हो जाता है।

,, ,, २° श पर १+ $\frac{२}{२७३}$,, ,,

,, ,, ३° श पर १+ $\frac{३}{२७३}$,, ,,

,, ,, ५०° श पर १+ $\frac{५०}{२७३}$,, ,,

गैसों को ठंढा करने से

गैस का ०° श पर एक आयतन –१° श पर १ – $\frac{१}{२७३}$ आयतन हो जाता है।

,, ,, –२° श पर १ – $\frac{२}{२७३}$,, ,,

,, ,, –५° श पर १ – $\frac{५}{२७३}$,, ,,

,, ,, –२७३° श पर १ – $\frac{२७३}{२७३}$,, ,,

गैसें –२७३° श पर पहुंचने के पहले ही द्रवीभूत हो जाती है। साधारण तापक्रम पर उन के व्यवहार के अनुसार –२७३° श पर गैसों का आयतन बिलकुल लुप्त हो जाना चाहिये। कम से कम बहुत ही अल्प प्रायः शून्य के बराबर हो जाना चाहिये। इस –२७३° श को तापक्रम का परम-शून्य और इस शून्य से जो तापक्रम मापा जाता है उसे परम तापक्रम कहते हैं।

सेन्टीग्रेड या शतांश की डिगरियों में २७३ के जोड़ने से वे सरलता से परम

तापक्रम की डिगरियों में परिणत हो जाती हैं।

-२७३° श बराबर है $(-२७३+२७३)$ वा ०° परम तापक्रम के

-१° श बराबर है $(-१ + २७३)$ वा २७२° परम तापक्रम के

१०° श बराबर है $(१० + २७३)$ वा २८३° परम तापक्रम के

३०° श बराबर है $(३० + २७३)$ वा ३०३° परम तापक्रम के

चार्ल्स का नियम अब एक दूसरी रीति से भी प्रगट किया जा सकता है। "यदि दबाव स्थिर रहे तो किसी गैस का आयतन उस के परम तापक्रम का अनुक्रमानुपाती होता है।"

वा "$\frac{आ_१}{आ} = \frac{ट_१}{ट}$" जहां आ और ट क्रमशः प्रारम्भिक आयतन और परम तापक्रम और $आ_१$ और $ट_१$ क्रमशः अन्तिम आयतन और परम तापक्रम हैं।

उदाहरण ८. २७° श पर हाइड्रोजन का आयतन २०० घ. सम. है। इसी दबाव पर १००° श पर इस का आयतन क्या होगा?

$$\frac{आ_१}{आ} = \frac{ट_१}{ट} = \frac{२७३^\circ + १००^\circ}{२७३^\circ + २७^\circ} = \frac{३७३}{३००}$$

$$\therefore \quad आ_१ = \frac{२०० \times ३७३}{३००} = २४८\cdot७ \text{ घ. सम. लगभग।}$$

उदाहरण ९. ०° श पर एक लिटर गैस मापा जाता है। -४०° श और ४०° श पर इस का आयतन क्या होगा?

$$-४०^\circ \text{ श} = -४०^\circ + २७३^\circ \text{ परम तापक्रम}$$

$$= २३३^\circ \text{ परम तापक्रम}$$

$$४०^\circ \text{ श} = ४०^\circ + २७३^\circ \text{ परम तापक्रम}$$

$$= ३१३^\circ \text{ परम तापक्रम}$$

$$\frac{आ_१}{आ} = \frac{ट_१}{ट}$$

वा

$$\text{आ}_1 = \frac{\text{आ} \times \text{ट}_1}{\text{ट}}$$

$$= \frac{१००० \times २३३}{२७३} = ८५७\cdot१ \text{ घ. सम. लगभग}$$

$$\text{आ}_1 = \frac{१००० \times ३१३}{२७३} = ११४६\cdot५ \text{ घ. सम. लगभग ।}$$

आयतन, तापक्रम और दबाव के बीच का सम्बन्ध। यदि तापक्रम स्थिर हो तो बायल के नियम के अनुसार

(१) $\frac{\text{आ}_0}{\text{आ}_1} = \frac{\text{द}_1}{\text{द}_0}$ समीकरण प्राप्त होता है ।

यदि दबाव स्थिर रहे तो चार्ल्स के नियम के अनुसार

(२) $\frac{\text{आ}_0}{\text{आ}_1} = \frac{\text{ट}_1}{\text{ट}_0}$ समीकरण प्राप्त होता है ।

दोनों नियमों को मिलाने से आयतन स्थिर रहने पर

(३) $\frac{\text{द}_0}{\text{द}_1} = \frac{\text{ट}_0}{\text{ट}_1}$ समीकरण प्राप्त होता है ।

यहां आ_0, द_0, ट_0 क्रमशः प्रारम्भिक आयतन, दबाव और परम तापक्रम हैं और आ_1, द_1, ट_1 क्रमशः अन्तिम आयतन, दबाव और परम तापक्रम हैं ।

यदि गैस को ट_0 से ट_1 तक गरम किया जाय और आयतन को स्थायी रखा जाय तब गैस का दबाव बढ़ जायगा। मान लें कि इस का दबाव द हो जाता है तब समीकरण (३) के अनुसार,

(४) $\frac{\text{द}_0}{\text{द}} = \frac{\text{ट}_0}{\text{ट}_1}$ हो जायगा ।

अब यदि गैस का $आ_०$ से $आ_१$ तक स्थायी तापक्रम $ट_१$ पर फैलने दें तो समीकरण (१) के अनुसार

$$द\ आ_० = द_१\ आ_१$$

$$\text{वा} \qquad द = \frac{द_१\ आ_१}{आ_०}$$

समीकरण (४) में द का मान $\frac{द_१\ आ_१}{आ_०}$ रखने से

$$\frac{द_०\ आ_०}{द_१\ आ_१} = \frac{ट_०}{ट_१} \text{ प्राप्त होता है}$$

$$\text{वा} \quad \frac{आ_१}{आ_०} = \frac{द_० \times ट_१}{द_१ \times ट_०}$$

इस समीकरण से किसी गैस के आयतन पर दबाव और तापक्रम का संयुक्त प्रभाव सूचित होता है।

उदाहरण १०. २७° श और ७६२ मम. दबाव पर हाइड्रोजन का आयतन २० घ. सम. है। −२३° श और १२७० मम. दबाव पर इसका आयतन क्या होगा ?

$$आ_१ = \frac{आ_० \times द_० \times ट_१}{द_१ \times ट_०}$$

इस समीकरण में संकेतों के मान रखने से

$$= \frac{२० \times ७६२ \times (२७३ - २३)}{१२७० \times (२७३ + २७)}$$

$$= \frac{२० \times ७६२ \times २५०}{१२७० \times ३००}$$

$$= १०\ \text{घ. सम.}$$

उदाहरण ११. १५° श पर ७५० मम. दबाव पर किसी गैस का

आयतन १८० घ. सम. है। प्रमाण तापक्रम (०° श) और प्रमाण दबाव (७६० मम.) पर और –१००° श और ७७० मम. दबाव पर इसका आयतन क्या होगा ?

१५° श = १५ + २७३ = २८८° परम तापक्रम

०° श = ० + २७३ = २७३° ,, ,,

–१००° श = –१०० + २७३ = १७३° ,, ,,

अतः ०° श और ७६० मम. दबाव पर

$$\text{आयतन} = \frac{१८० \times २७३ \times ७५०}{२८८ \times ७६०}$$

= १६८·३९ घ. सम. लगभग।

–१००° श और ७७० मम. दबाव पर

$$\text{आयतन} = \frac{१८० \times १७३ \times ७५०}{२८८ \times ७७०}$$

= १०५·३२ घ. सम. लगभग।

अभ्यासार्थ प्रश्न।

१. किसी गैस का आयतन ७६० मम. दबाव और ०° श पर ६१० घ. सम. है। ७२८ मम. दबाव और २७° श तापक्रम पर इस गैस का आयतन क्या होगा ?

२. आधे वायुमण्डल के दबाव और २०° श तापक्रम पर हाइड्रोजन का आयतन १०० घ. सम है। १०° श और ७०० मम. दबाव पर इसका आयतन क्या होगा ?

गैस के आयतन और तौल का सम्बन्ध। गैस के आयतन और तौल के बीच का सम्बन्ध आवोगाड्रो के सिद्धान्त से सूचित होता है। आवोगाड्रो का सिद्धान्त यह है :—

"एक ही तापक्रम और दबाव पर गैसों के बराबर बराबर आयतन में उन के अणु बराबर बराबर संख्या में रहते हैं।" अर्थात् ०° श और ७६०

सम. दबाव पर १० घ. सम. हाइड्रोजन में हाइड्रोजन का जितना अणु रहता है उसी तापक्रम और दबाव पर १० घ. सम. आक्सिजन, वा १० घ. सम. नाइट्रोजन वा १० घ. सम. कार्बन डाइ-आक्साइड वा १० घ. सम. सल्फ़र डाइ-आक्साइड में उतने हीं अणु रहते हैं।

अतः यदि प्रमाण तापक्रम और दबाव पर हाइड्रोजन का एक अणु २२.४ लिटर स्थान को ग्रहण करता है तो इसी तापक्रम और दबाव पर अन्य सब गैसों के एक एक अणु भी इतने ही, २२·४ लिटर, स्थान को इस आवोगाड्रो के सिद्धान्त के अनुसार ग्रहण करेंगे।

इस सिद्धान्त से तौल और आयतन के बीच का सम्बन्ध प्रगट होता है। अतः हाइड्रोजन का एक अणु, H_2 दो ग्राम, प्रमाण तापक्रम और दबाव पर २२·४ लिटर आयतन ग्रहण करता है।

नाइट्रोजन का एक अणु, N_2 २८ ग्राम, प्रमाण तापक्रम और दबाव पर २२·४ लिटर आयतन ग्रहण करता है।

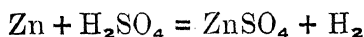
आक्सिजन	,,	,,	O_2 ३२	,,	,,	,,	,,
क्लोरीन	,,	,,	Cl_2 ७१	,,	,,	,,	,,
कार्बन डाइ-आक्साइड			CO_2 ४४	,,	,,	,,	,,
नाइट्रिक आक्साइड			NO ३०	,,	,,	,,	,,
अमोनिया	,,		NH_3 १७	,,	,,	,,	,,

इत्यादि इत्यादि।

उपर्युक्त कथन इस दूसरी रीति से भी प्रगट किया जा सकता है "प्रमाण तापक्रम और प्रमाण दबाव पर किसी गैस के ग्राम-अणुभार का आयतन २२·४ लिटर होता है।"

उदाहरण १२. ५० ग्राम यशद पर गन्धकाम्ल की क्रिया से प्रमाण तापक्रम और प्रमाण दबाव पर कितना आयतन हाइड्रोजन का निकलेगा?

यहां यशद पर गन्धकाम्ल की क्रिया का समीकरण यह है।

$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$$

६५·५

इस समीकरण से प्रगट होता है कि ६५·५ ग्राम यशद से २ ग्राम वा प्रमाण तापक्रम और प्रमाण दबाव पर २२·४ लिटर हाइड्रोजन निकलता है।

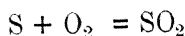
अतः १ ग्राम यशद से प्रमाण तापक्रम और दबाव पर $\frac{२२·४}{६५·५}$ लिटर हाइड्रोजन निकलेगा।

∴ ५० ,, ,, ,, ,, $\frac{२२·४ \times ५०}{६५·५}$,, ,,

= १७·७ लिटर ,,

उदाहरण १३. १ ग्राम गन्धक को पूर्णरूप से जलाने के लिये ३०° श और ७५० मम. दबाव पर कितनी वायु लगेगी ?

वायु के १०० आयतन में २०·८ आयतन आक्सिजन का रहता है

$$S + O_2 = SO_2$$

३२ २२·४ लिटर

ऊपरोक्त समीकरण से स्पष्ट मालूम होता है कि ३२ ग्राम गन्धक को जलाने के लिये प्रमाण तापक्रम और दबाव पर २२·४ लिटर आक्सिजन चाहिये। अतः एक ग्राम गन्धक को जलाने के लिये $\frac{२२·४}{३२}$ लिटर आक्सिजन प्रमाण तापक्रम और दबाव पर चाहिये।

चूंकि १०० लिटर वायु में २०·८ लिटर आक्सिजन रहता है।

अतः एक लिटर आक्सिजन के लिये $\frac{१००}{२०·८}$ लिटर वायु चाहिये।

वा $\frac{२२·४}{३२}$,, ,, $\frac{१०० \times २२·४}{२०·८ \times ३२}$,, ,,

इस आयतन को ३०° श और ७५० मम. दबाव पर लाना चाहिये।

अतः

$\frac{आ_१}{आ} = \frac{द}{द_१} \times \frac{ट_१}{ट_०}$ समीकरण में सब संकेतों का मान रखने से

$$आ_1 = \frac{२२\cdot४ \times १००}{३२ \times २०\cdot८} \times \frac{७६०}{७५०} \times \frac{३०३}{२७३} \text{ लिटर}$$

= ३·८ लिटर के लगभग ।

अभ्यासार्थ प्रश्न ।

१. २५ ग्राम यशद पर तनु हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की क्रिया से जो ाइड्रोजन प्राप्त होगा उसे पूर्णरूप से जलाने के लिये १२° श और ७८० म. दबाव पर कितने आयतन आक्सिजन की आवश्यकता होगी ?
'n = ६५　　(कलकत्ता १६०८)

२. ०·५ ग्राम गन्धक को जलाने के लिये २०° श और ७८० मम. र कितने आयतन वायु की आवश्यकता होगी ?

(कलकत्ता १६०६)

३. १०० ग्राम खड़िया को विच्छेदित करने के लिये कितने गन्धकाम्ल ी आवश्यकता होगी और उस से कितना कालसियम सल्फ़ेट बनेगा ? प्रमाण ापक्रम और प्रमाण दबाव पर कितना आयतन गैस का निकलेगा ?
)a = ४० ; C = १२ ; S = ३२

(कलकत्ता १६१०)

४. १००० लिटर समावेशन का बैलून तुम्हें दिया जाता है और तुम उसे ३०° श और ७५० मम. दबाव पर हाइड्रोजन से भरना चाहते हो । ्सके लिये कितने लोहे की आवश्यकता होगी ? Fe = ५६

(कलकत्ता १६१२)

५. ११ ग्राम लोहे के सल्फ़ाइड से प्राप्त हाइड्रोजन सल्फ़ाइड को जलाने े १५° श और ७४० मम. दबाव पर कितना आयतन सल्फ़र डाइ-आक्साइड का प्राप्त होगा ? Fe = ५६ ; S = ३२

(कलकत्ता १६१६)

६. ५ ग्राम मैंगनीज़ डाइ-आक्साइड को हाइड्रो-क्लोरिक अम्ल के आधिक्य में गरम करने से २५° श और ७१० मम. दबाव पर कितना

आयतन क्लोरीन का प्राप्त होगा ? Mn = ५५ ; O = १६ ; Cl = ३५·५

(बम्बई १९१५)

७. २·७०१ ग्राम HgO को गरम करने से ३७° श और ६२० मम. दबाव पर १९५ घ. सम. शुष्क आक्सिजन प्राप्त होता है । अवशिष्ट पदार्थ की तौल २·४९९ ग्राम होती है । इन अङ्कों से आक्सिजन का अणुभार निकालो ।

(बम्बई १९१३)

८. ७.० ग्राम मैगनीसियम कार्बनेट में उस की दुगुनी तौल तनु गन्धकाम्ल की डाली गई । क्रिया समाप्त होने पर अविलेय मैगनीसियम का ०·७ ग्राम रह गया । गन्धकाम्ल का अब प्रतिशतक अवधारण निकालो ।

(प्रयाग १९१४)

९. यशद १०० ग्राम गन्धकाम्ल में घुलाया जाता है । २७° श और ७५० मम. दबाव पर जो हाइड्रोजन निकलेगा उस का आयतन निकालो । उस हाइड्रोजन को जल में परिणत करने के लिये कितना ग्राम आक्सिजन चाहिये । Zn = ६५ ; O = १६

(बनारस १९१९)

१०. कालसियम और मैगनीसियम कार्बनेट का मिश्रण तुम्हें दिया जाता है । इस मिश्रण का १·८४ ग्राम तब तक तप्त करो जब तक इस की तौल में कोई अन्तर न हो तो अवशिष्ट पदार्थ की तौल ०·९६ ग्राम होती है । मिश्रण का प्रतिशतक संगठन क्या है और तप्त करने से ३०° श और ७५० मम. दबाव पर कितना आयतन कार्बन डाइ-आक्साइड का निकलता है ?

संयोजनभार निकालना । किसी तत्त्व का संयोजनभार वह अङ्क है जो उस के उस भार को प्रगट करता है जो १ ग्राम हाइड्रोजन वा उस के समतुल्य ग्राम अन्य तत्त्वों के (८ ग्राम आक्सिजन, ३५·५ ग्राम क्लोरीन इत्यादि) साथ संयुक्त होता वा उन्हें स्थानापन्न करता है ।

उदाहरण १४. किसी धातु के १६४ मिलिग्राम को हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुलाने से प्रमाण तापक्रम और दबाव पर ३१ घ. सम. हाइड्रोजन निकलता

घ. सम. हाइड्रोजन निकलता है। निम्न अंकों से यशद का संयोजनभार निकालो।

रसायनशाला का तापक्रम	२८° श
वायुमण्डल का दबाव	७६९ मम.
जल वाष्प का दबाव	२८ मम.
अतः वास्तविक दबाव	(७६९ - २८) वा ७४१ मम.

११५ घ. सम. हाइड्रोजन की तौल कितनी है इसे जानने के लिये इस आयतन को ०° श और ७६० मम. दबाव के आयतन में परिणत करना चाहिये क्योंकि इस प्रमाण दबाव और तापक्रम ही एक लिटर हाइड्रोजन की तौल ज्ञात है।

$$\frac{\text{आ}_1}{\text{आ}_0} = \frac{\text{द}_0}{\text{द}_1} \times \frac{\text{ट}_1}{\text{ट}_0}$$

$$\text{आ}_1 = ११५ \times \frac{७४१}{७६०} \times \frac{२७३}{३०१}$$

चूंकि १००० घ.सम. हाइड्रोजन की तौल प्रमाण तापक्रम और दबाव पर ०.०९ ग्राम होती है।

$$\therefore \frac{११५ \times ७४१ \times २७३}{७६० \times ३०१} \text{ घ. सम. ,, ,, } \frac{०.०९ \times ११५ \times ७४१ \times २७३}{७६० \times ३०१ \times १०००}$$

$$= ०.००९१४४ \text{ ग्राम।}$$

०.००९१४४ ग्राम हाइड्रोजन ०.३ ग्राम यशद से निकलता है।

$$\text{अतः } १ \text{ ,, ,, } \frac{०.३}{०.००९१४४} = ३२.८ \text{ ग्राम यशद से निकलेगा}$$

अतः यशद का संयोजनभार ३२.८ हुआ

अभ्यासार्थ प्रश्न।

१. हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के आधिक्य में ०.५ ग्राम मैगनीसियम की क्रिया से प्रमाण तापक्रम और दबाव पर ४६५ घ. सम. हाइड्रोजन निकलता

है । मैगनीसियम का संयोजनभार क्या होगा ?

(प्रयाग १९०३)

२. निम्न अङ्कों से तांबे और आक्सिजन का संयोजनभार निकालो ।

शुष्क हाइड्रोजन को १·५८ ग्राम तप्त कापर आक्साइड पर ले जाने से ०·३६ ग्राम जल बनता और १·२६ ग्राम तांबा रह जाता है ।

(प्रयाग १९०२)

३. किसी धातु के ०·१७७७ ग्राम को तनु हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुलाने से १७७ घ. सम. शुष्क हाइड्रोजन १२° श और ७६६ मम. दबाव पर निकलता है । उस धातु का संयोजनभार निकालो ।

(कलकत्ता १९०९)

४. संयोजनभार और परमाणुभार के सम्बन्ध को साफ़ साफ़ वर्णन करो । किसी धातु का ०·१ ग्राम तनु खनिज अम्ल में घुलाने से ३४·२ घ.सम. हाइड्रोजन प्रमाण तापक्रम और दबाव पर निकलता है । उस से धातु का संयोजनभार निकालो ।

(कलकत्ता १९१५)

५. किसी धातु के क्लोराइड में ५४·४२ प्रतिशत क्लोरीन का है । उस क्लोराइड के वाष्प का आपेक्षिक घनत्व १८·१६ (O = १) है । उस धातु का संयोजनभार और उस क्लोराइड का अणुभार निकालो । उस धातु का परमाणुभार निकालने के लिये तुम्हें और क्या चाहिये और उसे तुम कैसे प्राप्त करोगे ? (Cl = ३५·५ ; O = १६)

(मद्रास १९१४)

परमाणुभार का निर्धारण । परमाणु की परिभाषा पूर्व में दी जा चुकी है । तत्त्वों के संयोजनभार और बन्धकता का भी उल्लेख हो चुका है । परमाणुभार, संयोजनभार और बन्धकता का परस्पर सम्बन्ध निम्न समीकरण के द्वारा सूचित होता है ।

$$\text{बन्धकता} = \frac{\text{परमाणुभार}}{\text{संयोजनभार}}$$

वा

परमाणुभार = बन्धकता × संयोजनभार

अतः यदि किसी तत्त्व की बन्धकता और संयोजनभार का ज्ञान हो जाय तो गैस का परमाणुभार सरलता से निकाला जा सकता है।

डूलां और पेटेट के नियम की सहायता से भी तत्त्वों का सन्निकट परमाणुभार निकाला जा सकता है। इस नियम के अनुसार

$$\text{परमाणुभार} = \frac{६\cdot४}{\text{विशिष्ट ताप}}$$

उदाहरण १७. किसी धातु के ०·१६३५ ग्राम से प्रमाण तापक्रम और दबाव पर ५६ घ. सम. हाइड्रोजन प्राप्त होता है। यदि उस धातु के क्लोराइड का सूत्र MCl_2 है तो उस धातु का परमाणुभार क्या होगा ?

१००० घ.सम. हाइड्रोजन की तौल प्रमाण तापक्रम और दबाव पर ०·०९ ग्राम होती है।

अतः ५६ ,, ,, ,, ,, $\frac{०\cdot०९ \times ५६}{१०००}$,,

= ०·००५०४ ,,

अतः ०·००५०४ ग्राम हाइड्रोजन प्राप्त होता है ०·१६३५ ग्राम धातु से।

∴ १ ,, ,, ,, ,, ,, $\frac{०\cdot१६३५}{०\cdot००५०४}$,,

चूंकि धातु का एक परमाणु क्लोरीन के दो परमाणुओं से संयुक्त है अतः उस धातु की बन्धकता २ हुई। इस कारण उस धातु का परमाणुभार $\frac{२ \times १६३५}{५०\cdot४}$ = ६४·८८ हुआ।

उदाहरण २०. किसी धातु का विशिष्ट ताप ०·२३७ है और उस के क्लोराइड में ८०·० प्रतिशत क्लोरीन का है। उस धातु का परमाणुभार और उस के क्लोराइड का सूत्र निकालो।

८० ग्राम क्लोरीन का २० ग्राम धातु से संयुक्त होता है

$\therefore$ १ " " $\frac{२०}{८०}$ वा $\frac{१}{४}$ " "

वा ३५·५ " " $\frac{३५·५}{४}$ " "

= ८·८७५ " "

अतः उस धातु का संयोजनभार ८·८७५ हुआ।

डूलां और पेटिट के नियम के अनुसार धातु का सन्निकट परमाणुभार $= \frac{६·४}{०·२३७}$ वा २७ हुआ किन्तु ८·८७५ × ३ = २६·६२५ होता है।

अतः धातु का परमाणुभार २६·६२ हुआ और उसकी बन्धकता ३ हुई। इस बन्धकता से इस के क्लोराइड का सूत्र MCl_3 हुआ।

अभ्यासार्थ प्रश्न।

१. किसी तत्त्व के परमाणुभार के निर्धारण की किसी विधि का संक्षिप्त वर्णन करो। किसी धातु के आक्साइड में ४७·०६ प्रतिशत आक्सिजन का है। उस धातु का यथार्थ परमाणुभार निकालो और उस के आक्साइड का सूत्र लिखो। धातु का विशिष्ट ताप ०·२२५ है और आक्सिजन का परमाणुभार १६।

(प्रयाग १९१४)

२. निम्न अंकों से धातु का परमाणुभार निकालो।

धातु के ०·५३९५ ग्राम को क्लोराइड में परिणत करने से वह ०·७१७ ग्राम हो जाती है। उस धातु का विशिष्ट ताप ०·०५९ है।

(बम्बई १९१५)

३. किसी तत्त्व के क्लोराइड में प्रतिशत ३४·०६ भाग धातु का है। उस धातु का विशिष्ट ताप ०·११४ है। उस धातु का परमाणुभार निकालो।

(बम्बई १९१६)

४. एक धातु के १ ग्राम को दाहक सोडा में घुलाने से ०° श और

७६१ मम. दबाव पर १०४२ घ. सम. हाइड्रोजन निकलता है। उस धातु का विशिष्ट ताप ०.२२ है। उस धातु का परमाणुभार निकालो। इस रीति से परमाणुभार का जो मान प्राप्त होता है वह उसके क्लोराइड के वाष्प का घनत्व, वायु के घनत्व का ४·६ गुना होने से कैसे पुष्ट होता है ?

५. एक धातु के ०·४४४ ग्राम को तनु गन्धकाम्लमें घुलाने से १०° श और ७५० मम. दबाव पर १७७ घ. सम. हाइड्रोजन निकलता है। उस धातु का विशिष्ट ताप ०·१०७ है। उसका परमाणुभार निकालो।

(लण्डन १६१७)

६. किसी धातु के ०·१ ग्राम को गन्धकाम्ल में घुलाने से प्रमाण तापक्रम और दबाव पर १२४·२ घ. सम. हाइड्रोजन निकलता है। उस धातु का विशिष्ट त.प ०·२३ है। उस का संयोजनभार, परमाणुभार और बन्धकता निकालो।

(प्रयाग १६१३)

७. किसी धातु के निम्न अंक प्राप्त हुये हैं :—

(१) ०·५ ग्राम से १·३६ ग्राम आक्साइड प्राप्त हुआ।

(२) उस के क्लोराइड के वाष्प का आपेक्षिक घनत्व ४० है।

(३) साधारण तापक्रम पर उस का विशिष्ट ताप ०·४६ है किन्तु तापक्रम के बढ़ने से यह शीघ्रता से बढ़ जाता है।

इस धातु का परमाणुभार निकालो।

(प्रयाग १६१८)

गैस विश्लेषण की गणनाएं।

उदाहरण २१. प्रमाण तापक्रम और दबाव पर १० घ. सम. आक्सिजन १०० घ. सम. हाइड्रोजन के साथ मिलकर विस्फुटित होता है। विस्फोटन के बाद कितनी गैस शेष रह जायगी ?

समीकरण $2H_2 + O_2 = 2H_2O$ के अनुसार

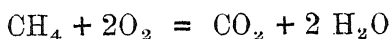
२ × २   २   २ × २
= ४   = ४

हाइड्रोजन का ४ आयतन आक्सिजन के दो आयतन के साथ मिलकर ४ आयतन जलवाष्प का बन जाता है।

वा १० घ. सम. आक्सिजन २० घ. सम. हाइड्रोजन के साथ मिलकर २० घ. सम. जल वाष्प बनता है।

अत: हाइड्रोजन का ८० घ. सम. बच जाता है।

उदाहरण २२. मिथेन के एक लिटर के जलाने के लिये उस वायु का कितना व्यय होगा जिस में प्रतिशत २१ भाग आक्सिजन का विद्यमान है।

$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2\,H_2O$$

इस समीकरण के अनुसार मिथेन का २ आयतन आक्सिजन के ४ आयतन के साथ संयुक्त होता है। अतः मिथेन के १ लिटर के जलाने के लिये आक्सिजन का २ लिटर चाहिये।

चूंकि वायु में प्रतिशत २१ भाग आक्सिजन का रहता है। अतः २ लिटर आक्सिजन के लिये $\frac{२ \times १००}{२१}$ लिटर वा ९.५ लिटर वायु चाहिये।

उदाहरण २३. ४० घ. सम. अमोनिया विद्युत्-स्फुलिंग के द्वारा विच्छेदित किया जाता है और इस से प्राप्त मिश्रित गैस ४५ घ. सम. आक्सिजन के साथ विस्फुटित किया जाता हैं। प्रयोग के पूर्व और पश्चात् मिश्रित गैसों का आयतन क्रमशः ११५ घ. सम. और ३५ घ. सम. है। अमोनिया का संगठन निकालो।

अमोनिया विद्युत् स्फुलिंग के द्वारा नाइट्रोजन और हाइड्रोजन में विच्छेदित हो जाता है। इस मिश्रित गैस का आयतन १२५ − ४५ = ८० घ. सम. है। नाइट्रोजन, हाइड्रोजन और आक्सिजन का आयतन १२५ घ. सम. नाइट्रोजन और अवशिष्ट आक्सिजन का आयतन ३५ घ. सम. है अतः आक्सिजन और हाइड्रोजन का ९० घ. सम. मिलकर जल बनता है किन्तु जल बनने में $2H_2+O_2 = 2H_2O$ चार आयतन हाइड्रोजन का २ आयतन आक्सिजन के साथ संयुक्त होता है। अतः प्रत्येक ६ घ. सम. में हाइड्रोजन ४ घ.सम. और २ घ.सम. आक्सिजन का होता है वा ९० घ.सम. में

६० घ. सम. हाइड्रोजन का और ३० घ. सम. आक्सिजन का हुआ । अतः १५ घ. सम. आक्सिजन प्रयोग के बाद शेष रह जाता है । ३५ घ. सम. से १५ निकाल लेने पर २० घ. सम. शेष बच जाता है । यह २० घ. सम. नाइट्रोजन का है ।

अतः २० घ. सम. नाइट्रोजन ६० घ. सम. हाइड्रोजन के साथ ४० घ. सम. अमोनिया बनता है ।

वा १ ,, ,, ३ ,, २ २ घ सम. ,,

वा १ अणु ,, ३ अणु २ अणु २ अणु ,,

अतः अमोनिया के १ अणु में नाइट्रोजन का कम से कम एक परमाणु और हाइड्रोजन के ३ परमाणु विद्यमान हैं अतः इसका सूत्र NH_3 हुआ ।

अभ्यासार्थ प्रश्न ।

१. १५ घ. सम. अमोनिया विद्युत् स्फुलिंग के द्वारा पूर्ण रूप से विच्छेदित होता है । मिश्रित गैस ४० घ. सम. आक्सिजन के साथ मिलाकर विस्फुटित किया जाता है । कौन कौन गैसें और कितने आयतन में (१) प्रयोग के पूर्व और (२) प्रयोग के पश्चात् रहती हैं ।

(कलकत्ता १९१३)

२. किसी कमरे की वायु में कार्बन डाइ-आक्साइड के होने की परीक्षा १०० लिटर वायु के तौले हुए पोटाश बल्ब में ले जाकर की गई थी । तापक्रम १५° श और दबाव ७५० मम. था । बल्ब की तौल में ०·०८ ग्राम की वृद्धि हुई । कमरे की वायु में कार्बन डाइ-आक्साइड का प्रतिशतक आयतन निकालो ।

(पंजाब १९१६)

३. कार्बन मनाक्साइड और एसीटीलिन का ४० घ. सम. मिश्रण १०० घ. सम. आक्सिजन के साथ मिलाकर जलाया जाता है । ठंढे होने पर अवशिष्ट गैस का आयतन १०४ घ. सम. होता है । पोटाश के विलयन के संसर्ग में आने पर अवशिष्ट आक्सिजन ४८ घ. सम. रह जाता है । मिश्रण

का प्रतिशतक आयतमान संगठन निकालो। (आयतन प्रमाण तापक्रम और दबाव पर दिये हुए हैं।)

(प्रयाग १९१५)

४. आक्सिजन और नाइट्रोजन का १००० घ. सम. मिश्रण एक जार में रखा जाता है और उस में तब तक नाइट्रिक आक्साइड डाला जाता है जब तक रक्त धूम का बनना बन्द न हो जाय। यह देखा जाता है कि इस प्रकार ३० घ. सम. नाइट्रिक आक्साइड की आवश्यकता होती है। मिश्रण में आक्सिजन की प्रतिशतक मात्रा निकालो।

(प्रयाग १९१७)

५. एक गैसीय हाइड्रो-कार्बन को २० घ. सम. आक्सिजन के आधिक्य में विस्फुटित किया जाता है। इस से ३० घ. सम. की कमी होती है। फिर दाहक सोडा के विलयन के संसर्ग में लाने से ४० घ. सम. की और कमी होती है। उस हाइड्रो-कार्बन का अणु सूत्र निकालो।

(प्रयाग १९१८)

६. कार्बन मनाक्साइड और हाइड्रोजन का १०० घ. सम. मिश्रण १५० घ. सम. आक्सिजन के साथ मिलाकर विस्फुटित किया जाता है। विस्फोटन के बाद अवशिष्ट गैस का आयतन १५० घ. सम. और दाहक सोडा के संसर्ग के बाद अवशिष्ट गैस का आयतन १०० घ. सम. है। मिश्रण का संगठन निकालो।

आयतनमित विश्लेषण। जिस विलयन में किसी यौगिक का ग्राम में दिया हुआ संयोजनभार एक लिटर द्रव में घुला हुआ हो उस विलयन को 'प्रमाण विलयन' कहते हैं। अम्ल के प्रमाण विलयन में स्थानच्युत हाइड्रोजन का एक ग्राम रहता है और क्षार के प्रमाण विलयन में एक हाइड्रोजन को स्थानापन्न करने वाली धातु की ग्राम में दी हुई समतुल्य तौल रहती है। अतः अम्ल और क्षार के बराबर बराबर प्रमाण विलयनों के मिलाने से वे उदासीन हो जाते हैं।

हाइड्रोक्लोरिक अम्ल विलयन के प्रमाण विलयन के १ लिटर में ३६·५

ग्राम हाइड्रोक्लोरिक अम्ल रहता है।

गन्धकाम्ल विलयन के प्रमाण विलयन के १ लिटर में ४६.० ग्राम गन्धकाम्ल रहता है।

सोडियम हाइड्राक्साइड विलयन के प्रमाण विलयन के १ लिटर में ४०.० ग्राम सोडियम हाइड्राक्साइड रहता है।

पोटैयम हाइड्राक्साइड विलयन के प्रमाण विलयन के १ लिटर में ५६.० ग्राम पोटासियम हाइड्राक्साइड रहता है।

सोडियम कार्बनेट विलयन के प्रमाण विलयन के १ लिटर में ५३.० ग्राम सोडियम कार्बनेट रहता है।

उदाहरण २४. दाहक सोडा के २० घ. सम. विलयन को पूर्ण रूप से उदासीन करने के लिये गन्धकाम्ल का २०.४ घ. सम. प्रमाण विलयन लगता है। दाहक सोडा का अवधारण निकालो।

चूंकि गन्धकाम्ल के प्रमाण विलयन का २०.४ घ. सम. दाहक सोडा के २०.४ घ. सम. प्रमाण विलयन का उदासीन करेगा अतः दिये हुये दाहक सोडा का २० घ. सम. विलयन उस के २०.४ घ. सम. प्रमाण विलयन के बराबर है।

दाहक सोडा के १ लिटर प्रमाण विलयन में ४० ग्राम NaOH रहता है।

अतः सोडा के २०.४ घ.सम. ,, में $\frac{४०\times२०.४}{१०००}$ = ०.८१६ ग्राम NaOH विद्यमान रहेगा।

अतः दिये हुये दाहक सोडा के २० घ. सम. विलयन में ०.८१६ ग्राम NaOH विद्यमान है

वा ,, ,, १ लिटर ,, $\frac{०.८१६\times१०००}{२०}$,,

= ४०.८० ,, ,,

उदाहरण २५. गन्धकाम्ल के दशांश प्रमाण विलयन के १ लिटर को उदासीन करने के लिये सोडियम कार्बनेट के पांच प्रतिशतक विलयन का कितना आयतन लगेगा ?

गन्धकाम्ल के प्रमाण विलयन के १ लिटर में ४६ ग्राम गन्धकाम्ल रहता है
∴ ,, ,, दृशांश ,, ,, ,, ४·६ ,, ,, ,,
४६ ग्राम गन्धकाम्ल को उदासीन करनेके लिये ५३ ग्राम सोडियम कार्बनेट लगताहै
वा ४·६ ,, ,, ,, ,, ५·३ ,, ,, ,,

गन्धकाम्ल के दशांश प्रमाण विलयन को उदासीन करने के लिये ५·३ ग्राम सोडियम लगेगा।

५ ग्राम सोडियम कार्बनेट १०० घ. सम. विलयन में विद्यमान है

∴ ५·३ ,, ,, $\frac{१००\times५·३}{५}$ = १०६ ,, ,, ,,

∴ ऊपर्युक्त गन्धकाम्ल के विलयन को उदासीन करने के लिये सोडियम कार्बनेट का पांच प्रतिशतक विलयन १०६ घ सम. लगेगा।

उदाहरण २६. गन्धकाम्ल के पांच प्रतिशतक विलयन (विशिष्ट घनत्व १·२) को ५० घ. सम. दाहक सोडा के ४० घ. सम. को उदासीन करता है। सोडा का अवधारण निकालो।

गन्धकाम्ल के १०० गूाम वा $\frac{१००}{१·२}$ घ.सम. विलयन में ५ गूाम H_2SO_4 है

,, १ ,, ,, $\frac{५\times१·२}{१००}$,, ,,

,, ५० ,, ,, $\frac{५०\times५\times१·२}{१००}$,,

= ३·० ,,

४६ गूाम H_2SO_4 ४० ग्राम NaOH को उदासीन करता है।

अतः ३ ,, ,, $\frac{३\times४०}{४६}$,, ,, ,, ,, करेगा

दाहक सोडा के ४० घ. सम. विलयन में $\frac{३\times४०}{४६}$ गूाम NaOH रहता है।

अतः ,, १०० ,, ,, $\frac{३\times४०\times१००}{४६\times४०}$,, रहेगा।

= ६१·० ग्राम ,,

अभ्यासार्थ प्रश्न।

१. गन्धकाम्ल और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल का कितना कितना ग्राम अनार्द्र सोडियम कार्बनेट के विलयन के, जिसके एक लिटर में ५० ग्राम लवण विद्यमान है, ५० घ. सम. को पूर्ण रूप से उदासीन करेगा ?

(प्रयाग १९०५)

२. दाहक पोटाश के प्रमाण विलयन का ४४·४ घ. सम. गन्धकाम्ल के किसी विलयन के २५ घ. सम. को उदासीन करता है। सोडियम हाइड्रोजन कार्बनेट के उस विलयन में कितना ग्राम फ़ी लिटर होगा जिस का ५३·५ घ. सम. ऊपर दिये हुये गन्धकाम्ल के ५० घ. सम. विलयन के बराबर है।

(पंजाब १९११)

३. हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के एक नमूने का अवधारण निकालने के लिये उसे १० घ. सम. जल में तनु करके उस में ७ ग्राम संगमरमर डाला जाता है, जब क्रिया समाप्त हो जाती है तब संगमरमर को निकाल धो और सुखाकर तौलने से २० ग्राम होता है। हाइड्रोक्लोरिक अम्ल का प्रतिशतक अवधारण निकालो।

(प्रयाग १९११)

४. सोडियम कार्बनेट के १० प्रतिशत विलयन का कितना आयतन ऐसे गन्धकाम्ल के १ लिटर विलयन को उदासीन करेगा जिसमें गन्धकाम्ल का ४·९ ग्राम रहता है।

(कलकत्ता १९१२)

५. पोटासियम हाइड्राक्साइड के दशांश प्रमाण विलयन का कितना घ. सम. हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के अर्ध प्रमाण विलयन के १९·८ घ. सम. को उदासीन करने के लिये लगेगा ?

६. शुद्ध नाइट्रिक अम्ल का, जिसका विशिष्ट घनत्व १·५२२ है, १००

ग्राम दाहक पोटाश को ठीक ठीक उदासीन करने के लिये कितना आयतन लगेगा ? K = ३९ ; N = १४

(पंजाब १९१५)

७. १५° श पर सन्तृप्त सोडियम कार्बनेट के ऐसे विलयन के २० घ.सम. को जिसका आपेक्षिक घनत्व १·२ है गन्धकाम्ल के १०० घ. सम. प्रमाण विलयन से उबाला जाता है और उस से जो विलयन प्राप्त होता है वह दाहक सोडा के अर्ध प्रमाण विलयन के २८·४ घ. सम. से ठीक ठीक उदासीन हो जाता है। ऐसे अनार्द्र सोडियम कार्बनेट की तौल को निकालो जो १०० ग्राम जल में १५° श पर घुल सकता है।

(मद्रास १९१३)

८. नाइट्रिक अम्ल के दशांश विलयन का २० घ. सम. सोडियम कार्बनेट के २२·५ घ. सम. को उदासीन करता है। सोडियम कार्बनेट का अवधारण प्रमाणकता में निकाल कर विलयन के प्रति लिटर में कार्बनेट की तौल बताओ। उदासीनीकरण विन्दु निकालने के लिये किस सूचक का और क्यों प्रयोग करोगे ?

(कलकत्ता १९१६)

अन्य गणनाएं।

उदाहरण २७. २·४९५ ग्राम मणिभीय कापर सलफ़ेट को २०० श पर सूखाने से उस का ०.९ ग्राम कम हो जाता है। मणिभीकरण के जल की प्रतिशतक मात्रा निकालो।

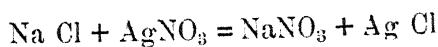
२·४९५ ग्राम मणिभीय लवण में ०·९ ग्राम जल है।

$\therefore$ १०० ,, ,, ,, $\frac{०·९ \times १००}{२·४९५}$ ग्राम वा ३६·०७ ग्राम जल होगा।

उदाहरण २८. सोडियम क्लोराइड के एक विलयन से सिल्वर नाइट्रेट का ०·०४१ ग्राम अवक्षेप प्राप्त हुआ। उस विलयन में कितना सोडियम क्लोराइड था।

$NaCl + AgNO_3 = NaNO_3 + AgCl$

२३ + ३५.५   १०८ + ३५.५

= ५८.५   = १४३.५

१४३.५ ग्राम AgCl बनता है ५८.५ ग्राम NaCl से

०.०४१ ,, ,, ,, $\frac{५८.५ \times ०.०४१}{१४३.५}$ ग्राम NaCl से

= ०.०१६७ ,, ,,

अतः उस विलयन में ०.०१६७ ग्राम सोडियम क्लोराइड था।

अभ्यासार्थ प्रश्न।

१. नमक के ०.३२०७ ग्राम से ०.७८४२ ग्राम सिल्वर क्लोराइड प्राप्त होता है। नमक में प्रतिशतक क्लोरीन की मात्रा निकालो।

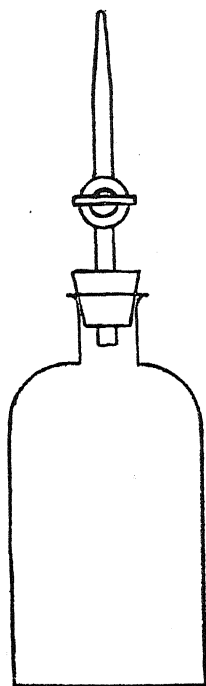
२. हाइड्रोब्रोमिक अम्ल विलयन का आपेक्षिक घनत्व १.०५५ है। इस विलयन के १० घ. सम. से १.८७८ ग्राम सिल्वर ब्रोमाइड प्राप्त होता है। विलयन के १०० घ.सम. और १०० ग्राम में कितना हाइड्रोब्रोमिक अम्ल है।

३. १000000 गैलन जल के भारीपन को दूर करने के लिये कितने ग्राम चूनाकली की आवश्यकता होगी। प्रति गैलन में १६.२ ग्राम सोडियम कार्बनेट रहता है।

(प्रयाग १९१५)

परिच्छेद १०

वायु और आक्सिजन

वायु की तौल—वायु एक पदार्थ है, भौतिक पदार्थ है, जिस में तौल होती है। जब हम वायु की संचालनक्षमता को, जो नावों के पालों को बहाती, वृक्षों को उखाड़ती, चक्कियां चलाती और अन्यान्य छोटे छोटे कार्य्यों को करती है, देखते हैं तब उपर्युक्त कथन में सन्देह नहीं रह जाता। वायु में तौल होने के कारण ही इस पृथ्वीतल पर वायु से अनेक कार्य होते हैं। वायु में तौल होती है यह इस प्रकार सरलतासे प्रमाणित किया जा सकता है **प्रयोग १**—एक लिटर समावेशन की एक बोतल लो। इस बोतल के मुंह में काग और इस काग में एक टोंटी लगा दो। चूषक पम्प द्वारा इस बोतल की वायु निकालकर इस बोतल को शून्य कर रासायनिक तुला पर तौलो। अब टोंटी के खोलने से बोतल में वायु प्रवेश करती है। इस वायु के प्रवेश करने के बाद यह बोतल पहले से भारी हो जाती है और इसकी तौल बढ़ जाती है। ठीक ठीक प्रयोग करने से मालूम होता है कि एक लिटर वायु की तौल प्रमाण तापक्रम और प्रमाण दबाव पर १.२९३ ग्राम होती है अर्थात् ०° श और ७६० ममं० दबाव पर वायु का घनत्व ०.००१२९३ होता है। (चूंकि गैसों का आयतन तापक्रम और दबाव से घटता बढ़ता है अतः गैसों का आयतन एक विशिष्ट

चित्र नं० ११

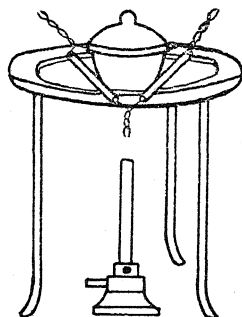
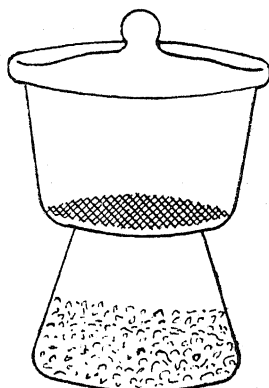
तापक्रम और एक विशिष्ट दबाव पर ही नापा जाता है। इस तापक्रम और दबाव को प्रमाण तापक्रम और प्रमाण दबाव कहते हैं। यह प्रमाण तापक्रम ०° श है और यह प्रमाण दबाव समुद्रतल पर के वायुमण्डल का दबाव है। यह दबाव पारे के स्तम्भ को ७६० मम. ऊँचा उठाता है। अतः प्रमाण तापक्रम और प्रमाण दबाव क्रमशः ०° श और ७६० मम. पारे का स्तम्भ है)

वायु में कौन कौन पदार्थ हैं—प्रकृति में वायु से जो रासायनिक क्रियाएं होती हैं जैसे चट्टानों का बिखरना और वानस्पतिक और जान्तव पदार्थों का सड़ना वा विच्छेदित होना, वे अनेक, अद्भुत और अनूठी हैं। इन में जो क्रियाएं होती हैं वे सामान्य नहीं वरन् पेचीली होती हैं। इसलिये हम लोग तात्त्विक पदार्थों पर—धातुओं और अधातुओं पर—वायु से क्या क्रियाएं होती है इन का पहले अध्ययन करेंगे।

स्वर्ण और प्लाटिनम श्रेष्ठ धातुएं गरम करने पर भी बदलती नहीं। जब तक वायु शुद्ध रहती है तब तक चांदी अपनी चमकीली तह को नहीं छोड़ती। परन्तु ताम्र और पारद वायु में अपनी धातुक द्युति को धीरे धीरे नष्ट कर देते हैं। यदि पारे को इस के क्वथनाङ्क के सन्निकट कुछ समय तक गरम किया जाय तब इसके ऊपर लाल रंग का चूर्ण बन जाता है। ताम्र के एक पतले चमकीले पत्तर को बुंसेन ज्वालक की ज्वाला में रखने से इस के ऊपर पहले धुंधले लाल रंग का धातुकद्युतिहीन पदार्थ और पीछे काला पदार्थ बन जाता है जो ताम्र से कहीं हलका होता है। इस प्रकार वायु में ताम्र को गरम करने से ताम्र के दो प्रकार के यौगिक बनते हैं जिनके रंग भिन्न भिन्न प्रकार के होते हैं। लोहे को वायु में रखने से साधारण तापक्रम पर ही लोहे के ऊपर कपिल-लाल रंग का मोरचा लग जाता है। गरम करने पर यह मोरचा और भी शीघ्रता से लग जाता है।

धातुओं के जो ये सब पदार्थ बनते हैं वे अवश्य ही वायु के कुछ अंश को लेकर धातु के रासायनिक यौगिक बनते होंगे। इस दशा में धातुओं की तौल इस परिवर्तन से बढ़ जानी चाहिये। वस्तुतः ऐसा ही होता है। लोहे के

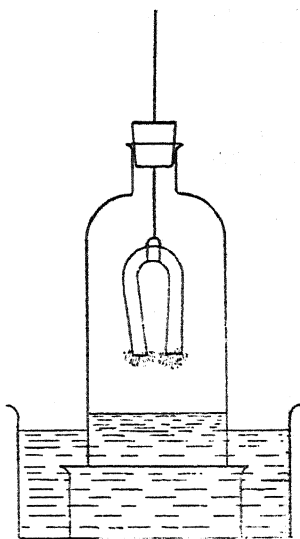
सम्बन्ध में तौल का बढ़ना सरलता से जाना जा सकता है।

प्रयोग २—एक मूषा में थोड़ा लोहे का चूर्ण रखकर सावधानी से तौलो। इस मूषा को अब बुंसेन ज्वालक पर गरम करो (चित्र १२)। जब तक धातुकद्युति बिलकुल नष्ट न हो जाय तब तक गरम करते रहो। अब इसे शुष्ककारक में (चित्र १३) रखकर ठंढा करो। ठंढा हो जाने पर फिर तौलो। देखोगे कि

चित्र नं० १२

चित्र नं० १३

लोहे के चूर्ण की तौल बढ़ जाती है और लोहे के ऊपर लाल रंग का स्तर चढ़ जाता है। इस से मालूम होता है कि वायु में गरम करने से धातुओं की तौल बढ़ जाती है।

अब यह जानना आवश्यक है कि उपरोक्त क्रिया में वायु का कोई विशेष अवयव व्यय हो जाता है वा सारी की सारी वायु लग जाती है। यह बात निम्न प्रयोग से जानी जा सकती है।

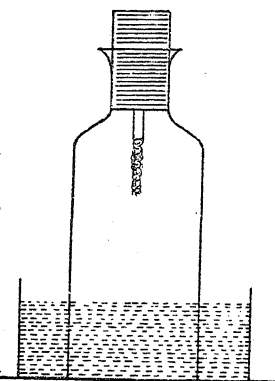
प्रयोग ३—एक द्रोणी को आधा से तीन चौथाई तक पानी से भर दो। इसके ऊपर एक बैलजार औंधा दो। इस बैलजार में एक चुम्बक लटका दो जिस में लोहे के चूर्ण चिपके हुये हों। अब इस चुम्बक से चिपके लोहे के चूर्ण को

रक्त तप्त कर के बैलजार में रखकर बैलजार की डाट लगा दो। कुछ देर तक यह लोहे का चूर्ण चमकता रहता है, इस का कुछ अंश नीचे गिर पड़ता है किन्तु अधिकांश भाग ज्यों का त्यों चुम्बक में चिपका रह जाता है। इस क्रिया के साथ साथ बैलजार में द्रोणी से जल उठने लगता है और तब तक उठता रहता है जब तक बैलजार का प्रायः पांचवां भाग इससे भर नहीं जाता।

चित्र नं० १४

वस्तुतः वायु में मुख्य दो गैसें हैं जिन में एक गैस का आयतन वायु के आयतन का पांचवां अंश है। यही अंश धातुओं के साथ मिलकर यौगिक बनता है। वायु के इस भाग को आक्सिजन कहते हैं। धातुओं के साथ आक्सिजन के जो यौगिक बनते हैं उन्हें आक्साइड कहते हैं। आक्सिजन एक गैसीय तत्त्व है। आक्सिजन निकल जाने पर बैलजार में जो गैस शेष बच जाती है उस का नाम नाइट्रोजन है। चूंकि आक्सिजन धातुओं के साथ मिलकर यौगिक बनता है और नाइट्रोजन धातुओं के साथ साधारणतः संयुक्त नहीं होता अतः आक्सिजन को 'सक्रिय वायु' और नाइट्रोजन को 'निष्क्रिय वायु' भी कहते हैं। ये दोनों गैसें वायु में रासायनिक रीति से संयुक्त नहीं हैं वरन् वे एक दूसरे में मिश्रित हैं। वायु प्रधानतः आक्सिजन और नाइट्रोजन का मिश्रण है।

लोहे के समान यशद और मैगनीसियम भी वायु के आक्सिजन के साथ संयुक्त होते हैं। मैगनीसियम तीव्र प्रकाश के साथ संयुक्त होता है। जब रासायनिक क्रियाओं में पर्याप्त ताप और प्रकाश उत्पन्न होता है तब कहते हैं कि अमुक पदार्थ जलता है। इस जलने की क्रिया का नाम "दहन" है और

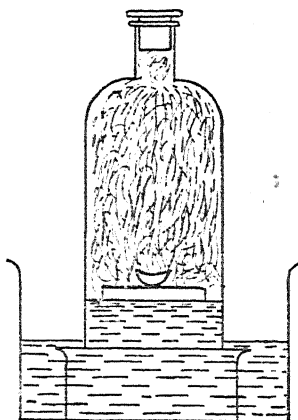
जो पदार्थ जलता है उसे "दहनशील" कहते हैं। जो पदार्थ जलता नहीं उसे "अदाह्य" कहते हैं।

प्रयोग ४—एक लिटर समावेशन की एक बैलजार लो जिसमें काग लगा हो। इस बेलजार का आयतन पांच भाग में बटा हुआ हो और इन भागों का चिह्न जार पर लगा हुआ हो तो अच्छा होगा। जार के काग में छेद हो जिस में नीचे एक सूई लगी हुई हो। इस सूई पर प्रायः ०·५ ग्राम मैगनीसियम रिबन को लपेट दो। अब मैगनीसियम रिबन के छोर को जलाकर जार में रखकर काग से बन्द कर दो। बड़े तीव्र प्रकाश के साथ मैगनीसियम उस बोतल में जल कर श्वेत भस्म बन जाता है। मैगनीसियम के बुझ जाने और ठंढा होने पर बैलजार में पानी उठने लगता है और कुछ समय में स्थिर हो जाता है। यदि बैलजार पर आयतन के चिह्न लगे हुये हैं तो मालूम होगा कि वायु का पांचवां भाग जलने में व्यय हो जाता है। जो गैस शेष रह जाती है उस में अब जलता मैगनीसियम का रिबन जलता नहीं वरन् बुझ जाता है।

चित्र नं० १५

इस प्रयोग से मालूम होता है कि मैगनीसियम भी वायु के आक्सिजन के साथ मिलकर ही जलकर राख हो जाता है और जो गैस शेष रह जाती है उस में अब कोई वस्तु जलती नहीं।

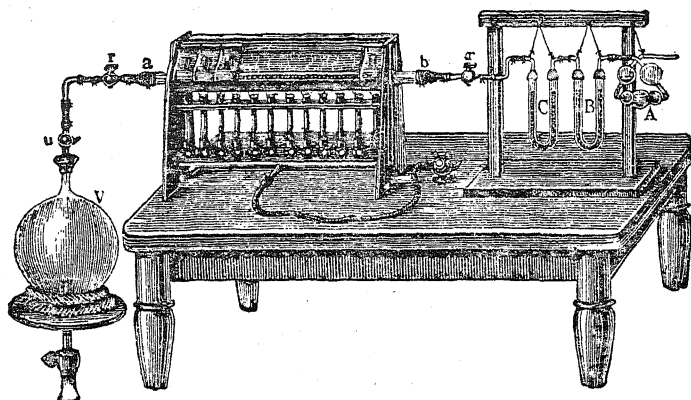
धातु के सिवा अधातुएं भी आक्सिजन के साथ संयुक्त होती हैं। फ़ास्फ़रस, गन्धक और कार्बन भी वायु में जलकर आक्सिजन को ग्रहण कर लेते हैं।

प्रयोग ५—एक छोटी चीनी की मूषा में फ़ास्फ़रस रखकर द्रोणी में पानी पर तैरा दो। इस मूषा के ऊपर एक बैलजार औंधा दो। इस बैलजार को पांच बराबर भाग में विभक्त कर उसं पर काग़ज़ चिपका दो। अब गरम तार से फ़ास्फ़रस को छूकर बैलजार को शीघ्रही काग वा ठेपी से बन्द कर दो।

पहिले तो फ़ास्फ़रस तीव्र प्रकाश के साथ जलने लगता है और उस से जो गरमी उत्पन्न होती है उस से गैस का आयतन बढ़कर बैलजार के जल के उत्सेद को द्रोणी के जल के उत्सेद से नीचा कर देता है। बैलजार भी सफ़ेद धूयें स भर जाता है किन्तु कुछ समय के बाद जलना कम होने लगता है और फिर बिलकुल बन्द हो जाता और जल धीरे धीरे बैलजार में उठना शुरू होता है और अन्त में पहले की अपेक्षा अधिक बैलजार में उठ जाता है । सफ़ेद धूम भी धीरे धीरे जल में घुलकर बिलकुल लुप्त हो जाता है। जब बैलजार में जल का उठना बन्द हो जाय तब द्रोणी में कुछ और

चित्र नं० १६

जल डाल कर बैलजार के और इस द्रोणी के जल का उत्सेद एक कर दो। इस प्रकार देखा जाता है कि फ़ास्फ़रस के जलने से पांचवां भाग लुप्त हो जाता है और जो भाग शेष रह जाता है उस में बस्तुएं जलती नहीं।

इस प्रयोग में द्रोणी में जो जल रहता है उसकी लिटमस कागज से परीक्षा करो। नीला लिटमस कागज लाल हो जाता है। नीले कागज को लाल करने का गुण अम्लों में होता है अतः वायु में फ़ास्फ़रस के जलने से जल में अम्ल बनता है अथवा फ़ास्फ़रस और आक्सिजन के संयोग से जल की उपस्थिति में अम्ल बनता है। इसी कारण आक्सिजन के आविष्कार लावासिये ने आक्सिजन का नाम आक्सिजन या अम्लजनक रखा था किन्तु पीछे मालूम हुआ कि अम्लों के लिये आक्सिजन अत्यावश्यक नहीं है। इसलिये आक्सिजन को अम्लजनक कहना ठीक नहीं।

वायु के आक्सिजन और नाइट्रोजन की मात्रा का ठीक ठीक ज्ञान इस प्रकार प्राप्त किया जा सकता है। जिस उपकरण का यहां चित्र (चित्र १७) दिया हुआ है और वर्णन किया जा रहा है उस को फ्रांस के दो रसायनज्ञों

चित्र नं० १७

ने प्रयुक्त किया था। उस में एक बड़ा गुब्बारा होता है जिस को जहां तक सम्भव हो शून्य करते हैं। इस शून्य गुब्बारे को फिर एक शून्य नली (a b) से जोड़ देते हैं। शून्य गुब्बारे और शून्य नली को प्रयोग के आरम्भ करने के पाहिले तौल लेते हैं। शुन्य नली में हाइड्रोजन द्वारा लघ्वीकृत ताम्र धातु रखते हैं। इस नलो को फिर एक भट्टी में रखते हैं जहां कोयले वा गैस के द्वारा नली को रक्ततप्त कर सकें। नली की दूसरी ओर उसमें दो यू-नलियां (C, B) और उनके साथ बल्ब (A) जोड़ देते हैं। बल्बों में दाहक पोटाश रखा रहता है और यू-नलियों में समाहृत गन्धकाम्ल से भीगे हुए झांवे के टुकड़े होते हैं। इन नलियों और बल्बों का उद्देश्य यह होता है कि उन में के रखे पदार्थ वायु के सारे जल वाष्प, कार्बन-डाइ-आक्साइड और अमोनिया को सोख लें ताकि शुद्ध वायु ही ताम्र वाली नली में प्रविष्ट करे। रोधनी (r) के खोलने से वायु धीरे धीरे बल्बों और नलियों द्वारा होती हुई ताम्रवाली नली में प्रविष्ट करती है और रक्ततप्त ताम्र के संसर्ग में आने पर उसका आक्सिजन ताम्र द्वारा शोषित हो जाता और केवल नाइट्रोजन गुब्बारे में प्रविष्ट करता है। प्रयोग समाप्त हो जाने पर नली (a b) और गुब्बारे को अलग अलग बड़ी यथार्थता से तौलते हैं। इससे यह मालूम हो जाता है कि

कितने नाइट्रोजन के साथ कितना आक्सिजन मिला हुआ है।

इस प्रयोग से मालूम होता है कि वायु के कितने भाग में कितना भाग आक्सिजन का और कितना भाग नाइट्रोजन का विद्यमान है। यदि यह प्रयोग सावधानी से किया जाय तो मालूम होता है कि वायु के १०० आयतन में ७६ आयतन नाइट्रोजन का और शेष आयतन आक्सिजन का विद्यमान है। इस ७६ आयतन में वायुमण्डल की अन्य निष्क्रिय गैसें--आर्गन, हीलियम इत्यादि भी सम्मिलित हैं। इन गैसों और वायुमण्डल की अन्य गैसों का सविस्तर वर्णन आगे किया जायगा।

आक्सिजन

संकेत = O : परमाणुभार = १६

इतिहास—आक्सिजन का आविष्कार १७७४ ई० में हुआ। कुछ लोग विशेषतः अंग्रेज़ रसायनज्ञ इसका श्रेय प्रीस्टले को देते हैं जो इंगलैण्ड के निवासी थे और अन्त में अमेरिका में जाकर बसे। कुछ लोग विशेषतः जर्मन रसायनज्ञ इसका श्रेय स्वीडन के शील को देते हैं और फ्रांसीसी रसायनज्ञ इसका श्रेय लावासिये को देते हैं। सम्भवत: इस के आविष्कार में तीनों का ही हाथ है। भारतीय रसायनज्ञ आचार्य्य राय की सम्मति में इसका श्रेय लावासिये को मिलना चाहिये। इस के आविष्कार से ही वस्तुतः आधुनिक रसायन की नींव पड़ी और लोग वायु और जल के संगठनको ठीक ठीक समझने लगे। लावासिये ने इस आविष्कार के द्वारा दहन-सम्बन्धी फ्लोजिस्टन सिद्धान्त का अन्त कर डाला। अनेक समय तक इस झूठे सिद्धान्त के प्रचार होने के कारण रसायन की उन्नति में रुकावट पड़ी रही।

फ्लोजिस्टन सिद्धान्त—फ्लोजिस्टन सिद्धान्त के प्रवर्तक एक जर्मन डाक्टर स्टाल थे जिन्होंने अपने देश के बेकर के कुछ विचारों को ले कर इस सिद्धान्त को चलाया था। इस सिद्धान्त के अनुसार जलाने वाली सारी वस्तुएं यौगिक समझी जातीं थीं और प्रत्येक जलाने वाली वस्तु में कुछ ऐसा पदार्थ मिला हुआ समझा जाता था जो जलने के समय निकल जाता था। स्टाल ने जलने के समय इस निकलने वाले पदार्थ का नाम फ्लोजिस्टन रखा।

प्रत्येक जलने वाले पदार्थ में फ्लोजिस्टन विद्यमान समझा जाता था और जलने के समय यह निकल जाता था। जब खुली वायु में लोहा गरम होता है और यह कपिल वर्ग के मोरचे में बदल जाता है तब इस मोरचे को लोहे का कैल्क्स कहा करते थे। इस कैल्क्स को फिर धातु में परिणत करने के लिये किसी दहनशील पदार्थ के सम्पर्क में गरम करने की आवश्यकता होती थी। पत्थर का कोयला, लकड़ी का कोयला, चीनी, आटा, ऐसे पदार्थ थे जिन के साथ गरम करने से इन पदार्थों का फ्लोजिस्टन कैल्क्स को प्राप्त हो जाता था जिस से यह कैल्क्स फिर लोहे धातु में बदल जाता था। बन्द वायु में पदार्थ जलते नहीं हैं। इस बात की व्याख्या फ्लोजिस्टन सिद्धान्त से यह होती थी कि बन्द वायु में फ्लोजिस्टन के निकलने के लिये मार्ग नहीं रहता। पीछे जब मालूम हुआ कि जलने से पदार्थों की तौल घटने के बदले बढ़ जाती है तब यह बात निकली कि फ्लोजिस्टन की तौल ऋण होती है अर्थात् पृथ्वी से आकर्षित होने के स्थान में यह पृथ्वी से दूर हटाया जाता है।

यद्यपि जलने के सम्बन्ध में उस समय जितने सिद्धान्त प्रचलित थे उनमें यह सिद्धान्त अवश्य ही उन्नत था किन्तु इस में भी कुछ सचाई नहीं थी। आक्सिजन के आविष्कार के बाद शीघ्र ही लावासिये ने सिद्ध किया कि पारे को पर्याप्त समय तक बन्द वायु में गरम करने से पारे के ऊपर लाल तह पड़ जाती है और इस क्रिया में वायु का पांचवां आयतन लुप्त हो जाता है। इस प्रकार जो लाल तह बनती है उसे पृथक् कर गरम करने से आक्सिजन गैस निकलती है जिसका आयतन वायु के आयतन का प्रायः पांचवां भाग होता है।

इस और इसी प्रकार के अन्य प्रयोगों से लावासिये ने सिद्ध किया कि धातुओं के कैल्क्स बनने में और जलने में फ्लोजिस्टन के ऐसा कोई पदार्थ निकलता नहीं वरन् जलनेवाला पदार्थ वायु के एक अवयव के साथ संयुक्त होता है। सन् १७७४ ई० में लावासिये ने निम्न बातें प्रकाशित कीं :—

१. शुद्ध वायु में ही बस्तुयें जलती हैं।

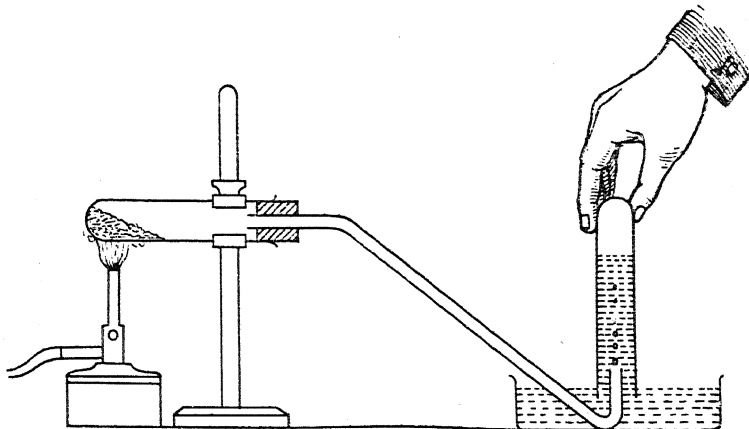
२. जलने में बायु का व्यय होता है और दहनशील पदार्थ तौल में जितना बढ़ता है उतनी ही वायु तौल में कम हो जाती है।

३. दहनशील पदार्थ जलने से साधारणतः अम्लों में परिणत हो जाते हैं किन्तु धातुओं से केवल कैल्क्स बनते हैं।

इस प्रकार लावासियें के प्रयोगों से फ्लोजिस्टन सिद्धान्त का अन्त हुआ और दहन का ठीक ठीक ज्ञान लोगों को प्राप्त हुआ।

उपस्थिति—तत्त्वों में आक्सिजन सब से अधिक विस्तृत पाया जाता है। पृथ्वी-स्तर का प्रायः आधा भाग आक्सिजन का बना हुआ है। वायु के १०० भाग में प्रायः २० भाग आक्सिजन का मुक्तावस्था में वर्तमान है। जल के १०० भाग में ८९ भाग आक्सिजन का यौगिक रूप में विद्यमान है। अधिकांश खनिजों का अधिक भाग आक्सिजन का बना हुआ है। जान्तव और वानस्पतिक पदार्थों का आक्सिजन एक आवश्यकीय अवयव है।

आक्सिजन तैयार करना—१ पारे के लाल मोरचे को गरम करने से यह मोरचा पारे और आक्सिजन में विच्छेदित हो जाता है। इस के लिये निम्न प्रबन्ध करने की आवश्यकता है।

प्रयोग ६—एक कठोर कांच नली लो। इस में काग लगा काग में निकास नली जोड़कर जलभरी द्रोणी में ले जाओ। इस निकास नली के छोर पर

चित्र नं० १८

द्रोणी में जलभरा गैस जार वा परीक्षा-नलिका औंधा दो। अब कांच नली में थोड़ा पारे के लाल मोरचे को रखकर गरम करो। जब मोरचा तप्त हो जाता है तब उस से आक्सिजन निकल कर गैस जार वा नलिका में इकट्टा होता है और पारा नली के ठंडे भाग पर घनीभूत हो जाता है। जब एक गैस जार भर जाय तब उस के मुंह पर ढक्कन रखकर अलग रख दो और दूसरा जलभरा जार औंधा दो।

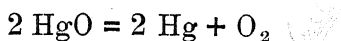
आक्सिजन तैयार करने की यह विधि केवल ऐतिहासिक है और थोड़ी मात्रा में आक्सिजन जब तैयार करना होता है तब इस विधि से सरलता से तैयार हो सकता है। इसी विधि से प्रीस्टले, शील, और लावासिये ने आक्सिजन तैयार किया था। साधारणतः इस विधि से आक्सिजन प्राप्त नहीं किया जाता क्योंकि पारा और पारे के योगिक मूल्यवान होते हैं। यदि यह प्रयोग सावधानी से किया जाय तब यह भी मालूम होता है कि कितना आक्सिजन कितने पारे के साथ संयुक्त है। इस प्रकार १ भाग पारे के आक्साइड में (पारे के इस लाल मोरचे को मरक्यूरिक आक्साइड कहते हैं) $\frac{२}{२७}$ भाग आक्सिजन का विद्यमान रहता है। अतः $\frac{२५}{२७}$ भाग पारे का इस में विद्यमान है। १ ग्राम मरक्यूरिक आक्साइड के विच्छेदन से $\frac{२}{२७}$ ग्राम आक्सिजन और $\frac{२५}{२७}$ ग्राम पारा प्राप्त होता है अर्थात् पारे और आक्सिजन जब एक दूसरे के साथ संयुक्त होते हैं तब इन दोनों तत्वों का अनुपात $\frac{२५}{२७} : \frac{२}{२७}$ रहता है। यदि आक्सिजन की मात्रा ८ रखते हैं तब पारे की मात्रा १०० होती है। यह १०० पारे का संयोजनभार है। किसी तत्व का संयोजनभार उस तत्व की उस तौल को कहते हैं जो रासायनिक क्रियाओं में ८ ग्राम आक्सिजन के साथ संयुक्त होती है।

तत्वों के संयोजनभार को सूचित करने के लिये ही बरज़ीलियस ने पहले पहल तत्त्वों के संकेतों को निकाला था। इन संकेतो से तत्त्वों की प्रकृति का भी ज्ञान होता है। यह संकेत तत्वों के नाम विशेषतः लेटिन नाम से बनाये जाते हैं। साधारणतः तत्त्वों के नाम के प्रथम अक्षर उनके संकेत होते हैं। जिन दशाओं में एक से अधिक तत्वों के नाम में एक ही प्रथमाक्षर है वहां प्रथमाक्षर के साथ उस शब्द का कोई दूसरा प्रमुख अक्षर जोड़कर उस का संकेत बनाते हैं। इस प्रकार आक्सिजन का संकेत O है, हाइड्रोजन का H, और पारे का Hg, कार्बन का C, और क्लोरीन का Cl है। एक समय इन संकेतों से तत्वों के संयोजनभार का ज्ञान होता था किन्तु आज कल ऐसा नहीं होता। इन संकेतों से आज कल परमाणुभार का ज्ञान होता है। ऊपर कहा गया है कि परमाणु बहुत छोटे होते हैं। इन परमाणुओं की वास्तविक तौल का पता लगाना असम्भव तो नहीं है पर साधारणतः परमाणुभार से परमाणुओं के वास्तविक भार का तात्पर्य नहीं किन्तु एक तत्त्व के परमाणुभार को एकांक मानकर इस एकांक में अन्य तत्वों के भारों के जो अङ्क प्राप्त होते हैं उन्हें परमाणुभार कहते हैं। पहले हाइड्रोजन के परमाणुभार को एकांक माना गया था क्योंकि इस का परमाणु अन्य सब तत्त्वों के परमाणुओं से हलका होता है। किन्तु इस में असुविधा यह है कि हाइड्रोजन अन्य सब वा अधिकांश तत्वों के साथ बहुत अच्छा—शीघ्र शुद्ध होने वाला और मणिभीय—यौगिक नहीं बनता। इस के प्रतिकूल फ्लोरीन और निष्क्रिय गैसों के सिवा अन्य सब तत्वों के साथ आक्सिजन सरलता से और शीघ्र शुद्ध होने वाला यौगिक बनता है। अतः आज कल आक्सिजन के परमाणुभार के साथ अन्य तत्त्वों के परमाणुभार की तुलना होती है। यदि हाइड्रोजन के परमाणुभार १ मानें तो आक्सिजन का परमाणुभार १५·८७ होता है। आक्सिजन का परमाणुभार १६ मानकर अन्य तत्त्वों का परमाणुभार इसी से निकाला जाता है। इस से लाभ यह हुआ है कि हाइड्रोजन के एकांक मानने से अन्य तत्त्वों के परमाणु-भार के जो अङ्क प्राप्त होते हैं उन अङ्कों में बहुत थोड़े परिवर्तन करने से ही वे अङ्क भी प्राप्त हो जाते हैं जो १६ को आक्सिजन का परमाणु मानने से

प्राप्त होते हैं। ये अन्तर वस्तुतः इतने कम हैं कि उन को साधारणतः न विचार करने से भी सामान्य गणनाओं में कोई विशेष अन्तर नहीं होता।

भिन्न भिन्न तत्त्वों के संकेतों को एक साथ लिखने से यौगिकों का 'सूत्र' प्राप्त होता है जो उन तत्त्वों से बने हैं। इस प्रकार पारे और आक्सिजन के यौगिक का सूत्र HgO है। यह सूत्र २१६ ग्राम मरक्यूरिक आक्साइड को भी सूचित करता है जिस में १६ ग्राम आक्सिजन का, और २०० ग्राम पारे का है। यह सूत्र यह भी सूचित करता है कि इस यौगिक में पारे का एक परमाणु आक्सिजन के एक परमाणु से संयुक्त है। जल का सूत्र H_2O है। यहां हाइड्रोजन का दो परमाणु आक्सिजन के १ परमाणु से मिलकर जल बना है। जल में २ ग्राम हाइड्रोजन, १६ ग्राम आक्सिजन से संयुक्त हैं।

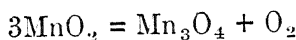
जब रासायनिक क्रियाएं होती हैं तब उन में क्रिया के पूर्व और पश्चात् जो पदार्थ बनते हैं उन्हें समीकरण के द्वारा प्रगट करते हैं अर्थात् समानता के चिह्न के पहले उन पदार्थों के सूत्रों को लिखते हैं जिनके बीच क्रियाएं होती हैं और बाद में उन पदार्थों के सूत्रों को लिखते हैं जो क्रिया के बाद बनते हैं। मरक्यूरिक आक्साइड को गरम करने से जो क्रिया होती है उसे इस प्रकार समीकरण द्वारा प्रगट करते हैं :—

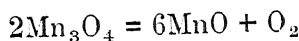
$$2\,HgO = 2\,Hg + O_2$$

२. शील ने एक काले रंग के खनिज से जिसे पाइरोलुसाइट कहते हैं आक्सिजन प्राप्त किया था।

प्रयोग ७—एक कठोर परीक्षा नलिका में थोड़ा पाइरोलुसाइट रखकर गरम करो और इस से जो गैस निकले उसे उसी प्रकार इकठ्टा करो जैसे उपर्युक्त प्रयोग ६ में किया है। इसे क्रिया के अन्त में परीक्षा-नलिका में धुंधला कपिल रंग का पदार्थ रह जाता है। इसे शुभ्रतप्त तापक्रम पर गरम करने से और भी आक्सिजन प्राप्त हो सकता है। इस क्रिया के अन्त में जैतून सा हरा रंग का पदार्थ रह जाता है।

यदि उपर्युक्त प्रयोग इस प्रकार किया जाय कि इन क्रियाओं से जो भिन्न भिन्न पदार्थ बनते हैं उनकी तौल मालूम हो जाय तब मालूम होता है कि १३०$\frac{१}{२}$ ग्राम पाइरोलुसाइट के गरम करने से १६ ग्राम आक्सिजन और ११४$\frac{१}{२}$ ग्राम धुंधला कपिल रंग का यौगिक पाप्त होता है। इस कपिल रंग के यौगिक के २२९ ग्राम को गरम करने से १६ ग्राम आक्सिजन और २१३ ग्राम हरे रंग का यौगिक प्राप्त होता है। यह हरे रंग का पदार्थ तत्त्व नहीं है वरन् यौगिक है और आक्साइड है जिसे गरम करने से फिर आक्सिजन प्राप्त नहीं हो सकता है किन्तु दूसरी रीति से आक्सिजन निकाला जा सकता है। इस आक्सिजन के निकल जाने पर जो शेष बच जाता है वह तत्त्व है और उसका नाम मैंगनीज़ है। उक्त हरे रंग के यौगिक से १६ ग्राम आक्सिजन प्राप्त करने के लिये इस का ७१ ग्राम चाहिये।

ऊपर के कथन से यह स्पष्ट हो जाता है कि मैंगनीज़ धातु एक से अधिक आक्सिजन के परमाणु से संयुक्त है और इन आक्सिजन के परमाणुओं को भिन्न भिन्न अवस्थाओं में मैंगनीज़ से अलग कर सकते हैं। इसी प्रकार और भी अनेक तत्त्व है जो एक से अधिक निष्पति में परस्पर संयुक्त होते हैं। पाइरोलुसाइट को प्राकृतिक मैंगनीज़ डाइ-आक्साइड भी कहते हैं और इसका सूत्र MnO_2 है। पाइरोलुसाइट से जो परिवर्तन होता है उसे निम्न समीकरण के द्वारा प्रगट कर सकते ह :—

$$3MnO_2 = Mn_3O_4 + O_2$$

Mn_3O_4 को गरम करने से इससे इस प्रकार आक्सिजन निकलता है:—

$$2Mn_3O_4 = 6MnO + O_2$$

इन तीनों आक्साइडों के सिवा मैगनीज़ का एक और आक्साइड होता है जिस का सूत्र Mn_2O_3 है। इस प्रकार मैगनीज़ से चार आक्साइड बनते हैं।

MnO में १६ ग्राम आक्सिजन से ५५ ग्राम मैंगनीज़ संयुक्त है।

Mn_3O_4 में १६ „ „ $\frac{३}{४}$ × ५५ „ „ „

Mn_2O_3 में १६ „ „ $\frac{२}{३}$ × ५५ „ „ „

MnO_2 में १६ „ „ $\frac{१}{२}$ × ५५ „ „ „

आक्सिजन की एक ही मात्रा रखने पर मैंगनीज़ की मात्रा का अनुपात यह होता है :—

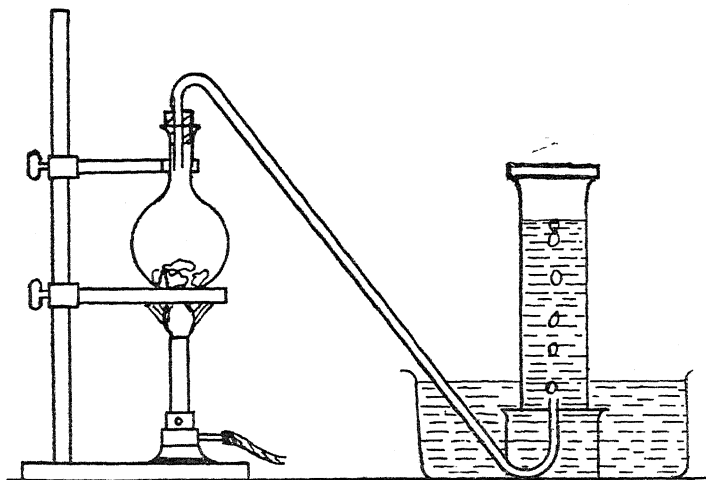
१ : $\frac{३}{४}$: $\frac{२}{३}$: $\frac{१}{२}$ वा १२ : ९ : ८ : ६ । रासायनिक संयोग के इस नियम को 'अपवर्त्य अनुपात का नियम' कहते हैं।

जब एक तत्त्व दूसरे तत्त्व के साथ एक से अधिक अनुपात में संयुक्त होता है तब दूसरे तत्त्व की एक नियत मात्रा के साथ पहले तत्त्व की भिन्न भिन्न मात्राओं का जो संयोग होता है उन में इन भिन्न भिन्न मात्राओं के बीच सरल निष्पत्ति होती है।

३. पर्याप्त मात्रा में पोटासियम क्लोरेट को गरम करने से आक्सिजन प्राप्त होसकता है। पोटासियम क्लोरेट पोटासियम, क्लोरीन और आक्सिजन का यौगिक है। इस का सूत्र $KClO_3$ है।

प्रयोग ८—थोड़ा पोटासियम क्लोरेट परीक्षा-नलिका मेंरखकर गरम करो। पहले तो कड़कने का शब्द होगा तब यह पिघलेगा और अन्त में उबलने लगेगा। अब यदि जलती कमची को परीक्षा-नलिका के मुंह पर रखोगे तो वह प्रज्वलित हो जायगी। आक्सिजन निकल जाने पर परीक्षा-नलिका में पोटासियम और क्लोरीन का एक यौगिक रह जायगा जिसे पोटासियम क्लोराइड कहते हैं। इस पोटासियम क्लोराइड के विलयन में सिल्वर नाइट्रेट का विलयन डालने से सफ़ेद अवक्षेप निकल आता है किन्तु पोटासियम क्लोरेट के विलयन में डालने से ऐसा नहीं होता। यदि इस पोटासियम क्लोरेट में थोड़ा

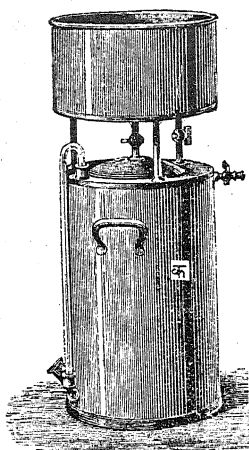
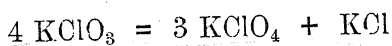
पाइरोलुसाइट मिला दें तो यह पोटासियम क्लोरेट निम्न तापक्रम पर हीं—प्रायः २००° श पर ही—पोटासियम क्लोराइड और आक्सिजन में विच्छेदित हो जाता है। यह आश्चर्यजनक है कि इस क्रिया के अन्त में पाइरोलुसाइट ज्यों का त्यों रह जाता है। इस में कोई परिवर्तन नहीं होता। इस पोटासियम क्लोरेट और पाइरोलुसाइट के मिश्रण को बहुधा 'आक्सिजन मिश्रण' भी कहते हैं।

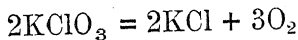
प्रयोग६—कठोर कांच का गोल पेंदे वाला फ्लास्क लो। इसमें काग और इस काग में निकास नली लगा दो। इस नली का दूसरा छोर द्रोणी के जल

चित्र नं० १६

में डुबा दो। इस छोर के ऊपर जलभरा गैसजार औंधा दो। फ़्लास्क का चौथाई भाग पोटासियम क्लोरेट (१० ग्राम) और पाइरोलुसाइट (३ ग्राम) के मिश्रण से भर कर गरम करो। इस से आक्सिजन के बुलबुले गैसजार में उठेंगे और उसके जल को निकाल कर जल के स्थान को ग्रहण कर लेंगे। इस प्रकार जब गैस इकट्ठी होती है तब कहते हैं कि 'जल के स्थानापत्ति विधि

से' गैस इकठ्ठी होती है। यह विधि उन्हीं गैसों के लिये व्यवहृत हो सकती है जो जल में अविलेय हैं। जो जल में विलेय होते हैं उन के लिये पारे का वा अन्य किसी द्रव का व्यवहार होता है वा कोई दूसरी विधि काम में लाई जाती है। जब अधिक मात्रा में गैस इकठ्ठी करनी होती है तब गैस-धारक में (चित्र नं० २०) इसे इकठ्ठा करते हैं। यहां आक्सिजन के प्राप्त होने में जो क्रिया होती है वह समीकरण द्वारा इस प्रकार सूचित की जा सकती है :—

चित्र नं० २०

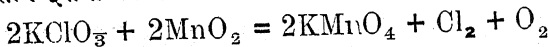
$$4\,KClO_3 = 3\,KClO_4 + KCl$$

पोटा. क्लोरेट पोटा. परक्लोरेट पोटा.क्लोराइड

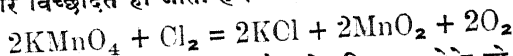
$$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$$

ये दोनों क्रियाएं साथ साथ होती हैं। और भी गरम करने से पोटासियम परक्लोरेट इस प्रकार विच्छेदित हो जाता है।

$$KClO^4 = KCl + 2O_2$$

पाइरोलुसाइट के मिलाने से जैसे ऊपर कहा गया है निम्न तापक्रम पर ही पोटासियम क्लोरेट विच्छेदित हो जाता है। ऐसा क्यों होता है इस की व्याख्या इस प्रकार की गई है।

मैंगनीज़ के इस आक्साइड में ऐसे आक्साइड बनने की क्षमता विद्यमान है जिस में मैंगनीज़ डाइ-आक्साइड की अपेक्षा अधिक मात्रा में आक्सिजन वर्तमान है। पोटासियम परमैंगनेट के अनुरूप मैंगनीज़ हेप्टोक्साइड (Mn_2O_7) होता है। ऐसा माना जाता है कि पोटासियम क्लोरेट मैंगनीज़ डाइ-आक्साइड को आक्सिजन दे कर उसे इस Mn_2O_7 की अवस्था में रखता है जिस से साथ ही साथ इस से क्लोरीन और आक्सिजन भी निकलता है।

$$2KClO_3 + 2MnO_2 = 2KMnO_4 + Cl_2 + O_2$$

जिस तापक्रम पर यह क्रिया होती है उस तापक्रम पर पोटासियम परमैंगनेट स्थायी नहीं रह सकता। ज्यों ही बनता है त्योंही क्लोरीन के द्वारा यह इस प्रकार विच्छेदित हो जाता है।

$$2KMnO_4 + Cl_2 = 2KCl + 2MnO_2 + 2O_2$$

यह मैंगनीज़ डाइ-आक्साइड फिर और पोटासियम क्लोरेट को विच्छेदित करता है। इस प्रकार यह चक्र बराबर चलता रहता है।

इस व्याख्या की पुष्टि में यह कहा जाता है कि इस क्रिया में थोड़ी मात्रा में क्लोरीन अवश्य निकलता है और यदि मैंगनीज़ डाइ-आक्साइड की मात्रा थोड़ी है तो पोटासियम पर-मैंगनेट का गुलाबी रंग भी देखा जाता है।

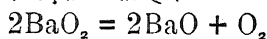
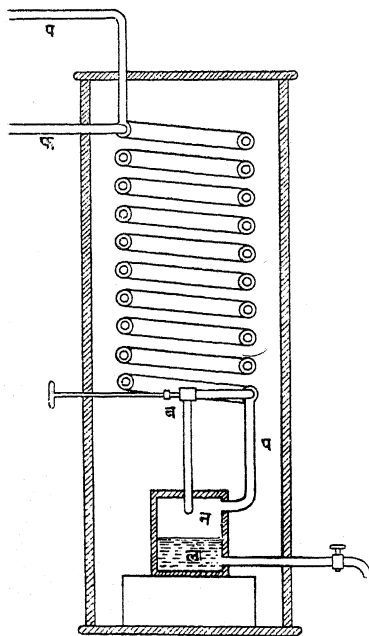
अनेक क्रियाएं हैं जो इसी प्रकार दूसरे पदार्थों के द्वारा प्रेरित होती हैं। ये पदार्थ उस क्रिया के अन्त में उसी अवस्था में पाये जाते हैं जिस अवस्था में वे क्रिया के पूर्व में थे। ऐसे पदार्थों को जो रासायनिक क्रियाओं को प्रेरित वा उत्तेजित तो करते हैं किन्तु स्वयं परिवर्तित नहीं होते **'प्रवर्तक'** कहते हैं और यह क्रिया **'प्रवर्तन'** के नाम से पुकारी जाती है। मैंगनीज़ डाइ-आक्साइड यहां प्रवर्तक है।

उपरोक्त पदार्थों के सिवा और भी अनेक यौगिक हैं जिनके गरम करने से आक्सिजन निकल जाता है। शोरा (KNO_3), लाल सीस (Pb_2O_3) बेरियम पेराक्साइड (BaO_2) इस प्रकार के यौगिक हैं। पोटासियम डाइ-क्रोमेट और पोटासियम परमैंगनेट सदृश पदार्थों पर गन्धकाम्ल की क्रिया से भी आक्सिजन प्राप्त होता है।

आक्सिजन का निर्माण—आक्सिजन एक व्यापार की वस्तु है। अतः इसे अधिक मात्रा में तैयार करने की आवश्यकता होती है। कुछ वर्ष पूर्व तक यह ब्रिन की बिधि से प्राप्त होता था। यद्यपि इस विधि का आज कल प्रयोग नहीं होता तौ भी उस का संक्षिप्त ज्ञान आवश्यक है।

इस ब्रिन की विधि में बेरियम आक्साइड (BaO) को ५००° श पर गरम करने से वायु की उपस्थिति में यह वायु के आक्सिजन को लेकर बेरियम पेराक्साइड (BaO_2) में परिणत हो जाता है। इस बेरियम पेराक्साइड को ८००° श पर गरम करने से यह वायु से लिये हुये आक्सिजन को निकाल कर

फिर बेरियम आक्साइड में बदल जाता है।

$$2BaO_2 = 2BaO + O_2$$

यहां तापक्रम का परिवर्तन सुविधाजनक नहीं था। अतः पीछे मालूम हुआ कि एक ही तापक्रम—प्रायः ७००° श — पर रखने से यदि दबाव कम वा अधिक किया जाय तो उपर्युक्त दोनों क्रियाएं हो सकती हैं। अधिक दबाव पर बेरियम आक्साइड बेरियम पेराक्साइड में बदल जाता है और कम दबाव पर बेरियम पेराक्साइड फिर बेरियम आक्साइड और आक्सिजन में विच्छेदित हो जाता है। पम्प के द्वारा यह दबाव सरलता से घटाया वा बढ़ाया जा सकता है। जो वायु इस बेरियम आक्साइड पर ले जाई जाती है वह कार्बन डाइ-आक्साइड, धूलकण और वानस्पतिक पदार्थों से मुक्त होनी चाहिये।

चित्र नं० २१

आज कल आक्सिजन प्रधानतः द्रव वायु से प्राप्त होता है। लिण्डे मेशीन में गैसीय वायु द्रव वायु में द्रवीभूत की जाती है। इसके लिये भी वायु कुछ शुद्ध होनी चाहिये। यह वायु पहले गन्ध-काम्ल में और पीछे सोडा-चूना में पहुंचाई जाती है जिस से इस का जल-भाप और कार्बन डाइ-आक्साइड दूर हो जाता है। ऐसी शुद्ध वायु तब पम्प द्वारा प्रायः २०० वायुमण्डल के दबाव से दबाई जाती है। यहां 'प' में वायु वायुमण्डल के दबाव में रहती है पर 'फ' प्रायः २०० वायुमण्डल के दबाव में आ जाती है। इस के बाद एक बहुत छोटे छेद 'ब' द्वारा एक बहुत छोटे कमरे में एक वा दो वायुमण्डल के दबाव पर फैलने के लिये छोड़ दी जाती है। जैसे जैसे वायु फैलती है इसका तापक्रम कम

होना शुरू होता है। ऐसी ठंढी वायु एक दूसरी नली 'प' द्वारा उस नली को चारो ओर से घेरती है जिसके द्वारा दबाई हुई वायु आ रही है । इस से यह दबाई हुई वायु और भी ठंढी हो जाती है । यह फैली हुई वायु 'प' नली द्वारा फिर भी पम्प द्वारा दबाई जाती है और यह क्रिया बार बार दुहराई जाती है । वायु के प्रत्येक भ्रमण में इस के फैलने से तापक्रम घटता जाता है। (वायु के फैलने में शक्ति की आवश्यकता होती है और यह शक्ति वायु के ताप से प्राप्त होती है। इस से वायु के ताप के निकल जाने से इसका तापक्रम कम हो जाता है।) जब तापक्रम घटते घटते – १७३° श पर पहुंच जाता है तब वायु द्रवीभूत हो जाती है और 'न' मार्ग द्वारा 'ल' पात्र में इकट्ठी होती है और वहां से टोंटी द्वारा बाहर निकाल ली जाती है। द्रव वायु शून्य फ़्लास्क में सुरक्षित रखी जाती है । यह द्रव जल सा स्वच्छ होता है । इसका घनत्व प्रायः जल के बराबर ही होता है । जब इसका सावधानी से भागीकरण करते हैं तब पहले अधिक वाष्पशील नाइट्रोजन (नाइट्रोजन का क्वथनाङ्क – १९४° श) निकल जाता है और आक्सिजन (आक्सिजन का क्वथनाङ्क – १८२° श) द्रव रूप में रह जाता है। इस विधि से आक्सिजन और नाइट्रोजन दोनों ही प्राप्त हो सकते हैं। ये गैसें इस्पात के बेलन में दबाकर बाज़ारों में बिकने के लिये भेजी जाती हैं।

जल के विद्युत्-विच्छेदन द्वारा भी आक्सिजन प्राप्त होता है। आक्सिजन ऐनोड पर और हाइड्रोजन कैथोड पर निकलता है। इस विधि का वहां ही प्रयोग हो सकता है जहां बिजली सस्ती है। जल स्वयं विद्युत-चालक नहीं है। इसे विद्युत्-चालक बनाने के लिये इस में थोड़ा गन्धकाम्ल डाल देते हैं।

आक्सिजन के गुण—आक्सिजन रंगहीन और गन्धहीन गैस है। इस में कोई स्वाद नहीं होता। यह जल में बहुत कम घुलता है। एक वायुमण्डल के दबाव पर १०० आयतन जल में ०° श पर ४·९ आयतन, १५° श पर ३·४ आयतन आक्सिजन का घुलता है । इस घुले हुये आक्सिजन पर ही मछलियों और अन्य जल जन्तुओं का जीवन निर्भर करता है । – ११८° श पर ठंढी करने से ५० वायुमण्डल के दबाव पर ही यह द्रवीभूत हो जाता है।

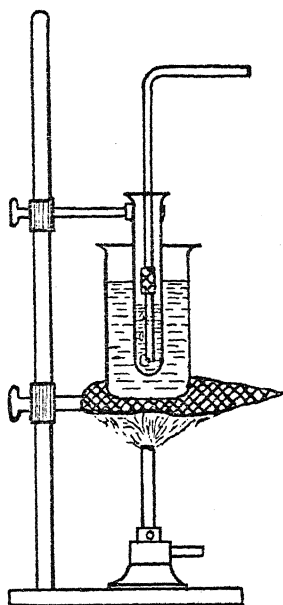
अतः इसका चरम तापक्रम – ११८° श और चरम दबाव ५० वायुमण्डल का दबाव है। गैसों का **चरम तापक्रम** उस तापक्रम को कहते हैं जिस तापक्रमके ऊपर कितना ही दबाव क्यों न हो किन्तु वह द्रवीभूत न हो सके। **चरम** तापक्रम पर जितने दबाव से गैसें द्रवीभूत हो जाती हैं, उस दबाव को **चरम दवाब** कहते हैं। आक्सिजन का चरम तापक्रम – ११८° श है। इस तापक्रम पर ५० वायुमण्डल के दबाव से यह द्रवीभूत हो जाता है। इस – ११८° श के ऊपर अर्थात् – ११७° श० पर भी कितना ही दबाव क्यों न हो आक्सिजन कभी भी द्रवीभूत नहीं हो सकता। इस से निम्न तापक्रम पर अर्थात् – १२०° श वा – १२५° श पर ५० वायुमण्डल के दबाव से कम ही दबाव पर यह द्रवीभूत हो जाता है। द्रव आक्सिजन हलका नीले रंग का चञ्चल द्रव है। यह वायुमण्डल के दबाव पर – १८२° श पर उबलता है।

एक लिटर आक्सिजन की तौल प्रमाण दबाव और प्रमाण तापक्रम पर १·४२९ ग्राम होती है। चूंकि एक लिटर हाइड्रोजन की तौल ०·०९ ग्राम होती है अतः आक्सिजन का आपेक्षिक घनत्व हाइड्रोजन की तुलना से १५·८८ और वायु की तुलना से १·१०६ होता है। (क्योंकि एक लिटर वायु की तौल प्रमाण तापक्रम और दबाव पर १·२९४ ग्राम होती है।

आक्सिजन की विशेषता इस की सक्रियता है, जिस के कारण अनेक तत्त्वों के साथ यह रासायनिक रीति से संयुक्त होता है। बहुधा यह संयोग ताप और प्रकाश के साथ होता है। जब कोई तत्त्व वा यौगिक आक्सिजन के साथ संयुक्त होता है तब इसी क्रिया को 'आक्सीकरण' कहते हैं। आक्सीकरण जब ताप और प्रकाश के साथ होता है तब इसे **'दहन'** कहते हैं। इन दोनों क्रियाओं 'आक्सीकरण' और 'दहन' में वस्तुतः कोई भेद नहीं है। दोनों में ही आक्सिजन संयुक्त होता है किन्तु इन दोनों क्रियाओं की केवल वाह्यावस्था में भेद होता है। एक दशा में आक्सिजन इतना धीरे धीरे संयुक्त होता है कि उस में गरमी और प्रकाश जैसे जैसे उत्पन्न होता है वैसे वैसे निकलता जाता है। इस के गरमी के निकलने और प्रकाश उत्पन्न होने का साधारणतः अनुभव नहीं होता। दूसरी दशा में इसके

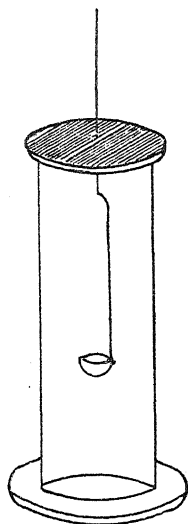
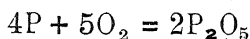
विपरीत गरमी और प्रकाश बड़ी शीघ्रता से निकलते हैं और इस से थोड़े समय में इतनी गरमी और प्रकाश उत्पन्न होता है कि उस का अनुभव बड़ी सरलता से हो जाता है । जिस तापक्रम पर कोई भी पदार्थ तीव्रता से जलता है, उस तापक्रम को उस पदार्थ का '**दहनांक**' कहते हैं। आक्सीकरण क्रिया को '**मन्द दहन**' भी कहते हैं ।

निम्न प्रयोग से यह सरलता से जाना जा सकता है कि किस तापक्रम पर फ़ास्फ़रस जल उठता है ।

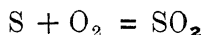
प्रयोग १०—एक छोटा बीकर लो और उसमें आधा से तीन-चतुर्थांश जल भरदो। एक बड़ी परीक्षा-नलिका में जल रखकर उसमें फ़ास्फ़रस का एक छोटा टुकड़ा डाल दो । इसपरीक्षा-नलिका को बीकर के जल में रखकर अब एक कांच नली के द्वारा गैस-धारक से आक्सिजन लाकर ठीक फ़ास्फ़रस के टुकड़े के ऊपर डाल दो । देखोगे आक्सिजन से फ़ास्फ़रस बीकर के जलमें अभी जलता नहीं है । अब बीकर के जल को धीरे धीरे गरम करो। जल का तापक्रम जब प्रायः ६०° श पर पहुंच जाता है तब फ़ास्फ़रस शीघ्र ही जल उठता है । परीक्षा-नलिका के पानी को नीले लिटमस से परीक्षा करो। यह नीले लिटमस को लाल कर देगा ।

चित्र नं० २२

प्रयोग ११—एक बड़े गैसजार में आक्सिजन भर दो । एक ज्वालक चमचे में थोड़ा लाल फ़ास्फ़रस रखकर बुंसेन ज्वालक की ज्वाला में गरम करो । जब यह जलने लगे तब इसे आक्सिजन के जार में डाल दो । वायु की अपेक्षा अधिक तीव्रता से यह आक्सिजन में जलने लगता है और सारा जार सफ़ेद धूम्र से

भर जाता है। इस प्रकार फ़ास्फ़रस के आक्सिजन में जलने से जो यौगिक बनता है उसका सूत्र P_2O_5 है और यह निम्न समीकरणके अनुसार बनता है।

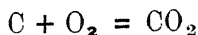
$$4P + 5O_2 = 2P_2O_5$$

चित्र नं० २३

प्रयोग १२—एक दूसरे ज्वालक चमचे में गन्धक का एक छोटा टुकड़ा रखकर इसे जलाओ। वायु में यह बहुत धीरे धीरे छोटी नीली ज्वालाके साथ जलेगा। अब इसे आक्सिजन के जार में डाल दो। अब यह तीव्र प्रकाश के साथ जलने लगेगा। इस से भी सफ़ेद धूम बनता है। चमचे को उठा कर इस धूम के सूंघने से यह कुछ अरुचिकर मालूम होता है। इस जार में थोड़ा जल डाल कर लिटमस से इस की परीक्षा करने से मालूम होता है कि यह जल भी नीले लिटमस को लाल कर देता है। इस प्रकार गन्धक के जलने से जो गैस बनती है उसे गन्धक डाइ-आक्साइड कहते हैं और इस का सूत्र SO_2 है। यह निम्न समीकरण के अनुसार बनता है:—

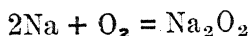
$$S + O_2 = SO_2$$

गन्धक का 'दहनाङ्क' प्रायः २६०° श है।

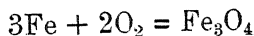
प्रयोग १३—अब लकड़ी के कोयले के एक टुकड़े को ज्वालक चमचे में रखकर गरम करो। जब यह जलने लगे तब इसे ज्वाला से हटा लो। यह शीघ्रही बुझ जायगा। फिर इसे ज्वाला में रक्त-तप्त कर के आक्सिजन के जार में डालो। यह तीव्र प्रकाश के साथ चमक कर लुप्त हो जायगा। इस प्रकार कोयले का कार्बन आक्सिजन के साथ संयुक्त हो कार्बन डाइ-आक्साइड बन जाता है। यह गैस भी जल में कुछ घुलती है और इस प्रकार जो विलयन बनता है वह नीले लिटमस को कुछ कुछ लाल कर देता है। जार के इस विलयन में चूने का पानी डालने से यह दूध सा हो जाता है। चूने के पानी

का दूध सा हो जाना इस गैस की विशेषता है और इस परीक्षण से ही यह गैस पहचानी जाती है। इस गैस का सूत्र CO_2 है और निम्न समीकरण के अनुसार यह बनती है।

$$C + O_2 = CO_2$$

ऊपर जितने प्रयोग हुये हैं वे अधातुओं के साथ हुये हैं। अब कुछ धातुओं के साथ प्रयोग कर देखें कि क्या होता है।

प्रयोग १४—सोडियम के एक टुकड़े को ज्वालक की ज्वाला में गरम करके आक्सिजन के जार में डालो। यह तीव्र चमक के साथ जलने लगेगा और जार में सफ़ेद घन वन जायगा। इसे जल में घुलाकर लिटमस से परीक्षा करो। यह लाल लिटमस को नीला कर देता है। इस प्रकार सोडियम आक्सिजन के साथ संयुक्त हो सोडियम पेराक्साइड बनता है जिस का सूत्र Na_2O_2 है। यह निम्न समीकरण के अनुसार बनता है।

$$2Na + O_2 = Na_2O_2$$

प्रयोग १५—एक आक्सिजन के जार में कीप द्वारा थोड़ा बालू इस प्रकार रखो कि इस के पेंदे में प्राय: आधे इंच की मोटी तह बन जाय। अब लोहे के एक पतले तार को एक कांच डंटी के चारो ओर लपेट कर सर्पिल बना डालो। इस सर्पिल के अन्त में दियासलाई की डंटी जोड़कर उसे जला कर आक्सिजन के जार में डालो। वह तीव्र प्रकाश के साथ आक्सिजन में जलने लगेगा और इस से काले छोटे छोटे टुकड़े जार के पेंदे में गिरेंगे। इस प्रकार लोहा जलकर 'आयर्न आक्साइड' बनता है जिस का सूत्र Fe_3O_4 है।

$$3Fe + 2O_2 = Fe_3O_4$$

हम लोग जो पदार्थ भोजन करते हैं उन में अधिकांश कार्बन के यौगिक हैं। ये हमारे शरीर के अन्दर जाकर सांस द्वारा जो आक्सिजन जाता है उस की सहायता से जलते हैं। इस प्रकार इन पदार्थों के जलने से ही हमारे शरीर में शक्ति और उस से बल उत्पन्न होता है। यदि हम लोग भोजन नहीं करें तो बहुत दिन तक जीवित नहीं रह सकते। आक्सिजन के न सांस लेने से

३. उदासीन आक्साइड।

४. पेराक्साइड।

अम्लजनक आक्साइड—लावासिये ने पहले-पहल देखा कि कुछ तत्त्व ऐसे आक्साइड बनते हैं जो जल में घुल कर अम्ल बनते हैं। ऐसे आक्साइडों को अम्लजनक आक्साइड कहते हैं। अम्ल नीले लिटमस को लाल कर देते है।

साधारणतः ये आक्साइड अधातु के होते हैं।

$$SO_2 + H_2O = H_2SO_3$$
सल्फ़र डाइ-आक्साइड सल्फुरस अम्ल

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$$
सल्फ़र ट्राइ-आक्साइड सल्फुरिक अम्ल

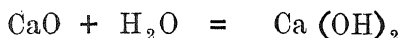
$$P_2O_5 + H_2O = 2HPO_3$$
फ़ास्फ़रस पेन्टाक्साइड मिटाफ़ास्फ़रिक अम्ल

$$CO_2 + H_2O = H_2CO_3$$
कार्बन डाइ-आक्साइड कार्बनिक अम्ल

$$N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3$$
नाइट्रोजन पेन्टाक्साइड नाइट्रिक अम्ल

भास्मिक वा क्षारीय आक्साइड—कुछ आक्साइड (प्रधानतः धातुओं के) ऐसे होते हैं जो अम्लों के साथ मिलकर लवण बनते हैं। ऐसे आक्साइडों को भास्मिक वा क्षारीय आक्साइड कहते हैं। इन में कुछ जल में विलेय होते हैं और शेष अविलेय। जो विलेय होते हैं वे घुलकर हाइड्राक्साइड बनते हैं। सोडियम आक्साइड, कालसियम आक्साइड और बेरियम आक्साइड इसी प्रकार के विलेय क्षारीय आक्साइड हैं। जल के साथ ये क्रमशः सोडियम हाइड्राक्साइड (क्षारीय सोडा वा दाहक सोडा) कालसियम हाइड्राक्साइड (दाहक चूना वा बुझा चूना) और बेरियम हाइड्राक्साइड बनते हैं।

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH$$
सोडियम आक्साइड सोडियम हाइड्राक्साइड

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$$

कालसियम आक्साइड कालसियम हाइड्राक्साइड

धातुओं के अधिकांश आक्साइड जल में अविलेय होते हैं। अतः उनसे सीधे हाइड्राक्साइड नहीं प्राप्त हो सकता। ज़िंक आक्साइड, मरक्यूरिक आक्साइड ऐसे अविलेय आक्साइडों के उदाहरण हैं।

कुछ आक्साइड ऐसे होते हैं जो कभी तो अम्ल और कभी भस्म के कार्य करते हैं। इन आक्साइडों के लवण के ज्ञान से ही कहा जा सकता है कि ये अम्लजनक हैं वा भास्मिक। दाहक सोडा और टिन आक्साइड की क्रिया से सोडियम स्टेनेट नामक लवण (Na_2SnO_3) बनता है। इस यौगिक में टिन आक्साइड अम्ल का कार्य करता है। टिन सल्फ़ेट में टिन आक्साइड भास्मिक आक्साइड का कार्य करता है।

उदासीन आक्साइड—ऊपरोक्त अम्लजनक और भास्मिक आक्साइडों के सिवा कुछ ऐसे भी आक्साइड हैं जिन में अम्ल वा भस्म (वा क्षार) बनने की क्षमता बिलकुल नहीं है। ऐसे आक्साइड जल में घुलकर न तो लाल लिटमस को नीला करते और न नीले लिटमसको लाल करते हैं। लिटमसके प्रति उदासीन होने के कारण ऐसे आक्साइडों को 'उदासीन आक्साइड' कहते हैं। हाइड्रोजन मनाक्साइड (जल), कार्बन मनाक्साइड और नाइट्रिक आक्साइड इसके उदाहरण हैं।

पेराक्साइड—ऊपरोक्त आक्साइडों के सिवा कुछ ऐसे भी आक्साइड हाते हैं जिन में आक्सिजन की मात्रा अम्लजनक भास्मिक आक्साइडों की अपेक्षा अधिक होती है। ये आक्साइड अपने अनुरूप लवण नहीं बनते। इन आक्साइडों को **पेराक्साइड** कहते हैं। इन के दो अन्तर्विभाग हैं।

१. वे पेराक्साइड जो तनु खनिज अम्लों के द्वारा हाइड्रोजन पेराक्साइड (H_2O_2) नामक पदार्थ बनते हैं।

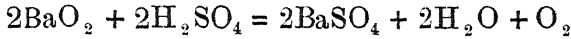
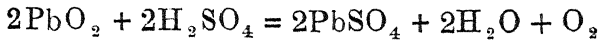
२. वे जिन में इस प्रकार का विकार नहीं होता।

पहले प्रकार के पेराक्साइड के उदाहरण सोडियम पेराक्साइड (Na_2O_2) और बेरियम पेराक्साइड (BaO_2) हैं। दूसरे प्रकारके पेराक्साइड के उदाहरण मैंगनीज डाइ-आक्साइड (MnO_2) और लेड पेराक्साइड (PbO_2) हैं। ये

सब ही पेराक्साइड गन्धकाम्ल के साथ गरम करने से आक्सिजन निकालते हैं और धातु के अपने से निम्न आक्साइड के सल्फ़ेट बनते हैं।

$$2BaO_2 + 2H_2SO_4 = 2BaSO_4 + 2H_2O + O_2$$

बेरियम सल्फ़ेट

$$2PbO_2 + 2H_2SO_4 = 2PbSO_4 + 2H_2O + O_2$$

लेड सल्फ़ेट

तौल सम्बन्धी गणना—रासायनिक सूत्रों और समीकरणों से रासायनिक यौगिकों के परिमाण संगठन और उन पदार्थों की मात्रा का ज्ञान होता है जो रासायनिक क्रियाओं से एक दूसरे में परिणत होते हैं। इस प्रकार पोटासियम क्लोरेट के सूत्र $KClO_3$ से पता लगता है कि इस में पोटासियम ३९'० ग्राम क्लोरीन ३५'५ ग्राम और आक्सिजन ३×१६ ग्राम वर्तमान है। पोटासियम क्लोरेट की एक नियत मात्रा के गरम करने से जो आक्सिजन निकलता है उसे इकट्ठा कर उस का आयतन और उस से उस की तौल सरलता से मालूम की जा सकती है। पात्र में जो पोटासियम क्लोराइड रह जाता है उस के प्रत्येक ३९'१० ग्राम पोटासियम में ३५'५ ग्राम क्लोरीन का विद्यमान रहता है।

उपरोक्त अङ्कों से प्रतिशत मात्रा इस प्रकार निकाली जा सकती है। १२२'६ ग्राम पोटासियम क्लोरेट में ३९'१० ग्राम पोटासियम, ३५'५ ग्राम क्लोरीन और ३×१६ ग्राम = ४८ ग्राम आक्सिजन विद्यमान है।

अतः १२२'६ : १०० = ३९'१० : क

$$\therefore \quad क = \frac{३९'१० \times १००}{१२२'६}$$

= ३१'९ ग्राम प्रतिशत पोटासियम।

१२२'६ : १०० = ३५'५ : क

$$\therefore \quad क = \frac{३५'५ \times १००}{१२२'६}$$

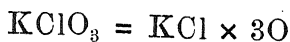
= २८'९ ग्राम प्रतिशत क्लोरीन।

१२२'६ : १०० : = ४८ : क

$$क = \frac{४८ \times १००}{१२२'६}$$

= ३९'१ ग्राम प्रतिशत आक्सिजन ।

ऊपर के अङ्कों से हम यह सरलता से निकाल सकते हैं कि कितना लिटर आक्सिजन प्रमाणावस्था में १०० ग्राम पोटासियम क्लोरेट से प्राप्त हो सकता है ।

$$KClO_3 = KCl \times 3O$$

१२२'६ ग्राम ३×१६ ग्राम

चूंकि १२२'६ ग्राम पोटासियम क्लोरेट से ४८ ग्राम आक्सिजन प्राप्त होता है ।

अतः १०० ग्राम पोटासियम क्लोरेट से $\frac{४८ \times १००}{१२२'६}$ ग्राम आक्सिजन प्राप्त हो सकता है ।

अतः $\frac{४८ \times १००}{१२२'६}$ ग्राम आक्सिजन का प्रमाणावस्था में आयतन

$$\frac{११२०० \times ४८ \times १००}{१६ \times १२२'६}$$ घ. सम. हुआ ।

= २७४०६ घ. सम.

= २७'४ लिटर (लगभग)

क्योंकि १६ ग्राम आक्सिजन का आयतन ११२०० घ. सम. होता है ।

२१° श और ७५० मम. दबाव पर २५ लिटर आक्सिजन प्राप्त करने के लिये कितने पोटासियम क्लोरेट की आवश्यकता होगी ? इस हिसाब को लगाने के लिये यह ज्ञान आवश्यक है कि १२२'६ ग्राम पोटासियम क्लोरेट से ४८ ग्राम आक्सिजन प्राप्त होता है । यहां यह जानना भी आवश्यक है कि तौल और आयतन में क्या सम्बन्ध है । यदि ०° श और ७६० मम. दबाव पर अर्थात् प्रमाण तापक्रम और प्रमाण दबाव पर आक्सिजन का घनत्व मालूम

है तो यह जानना आवश्यक है कि २१° श और ७५० मम. दबाव पर आक्सिजन की तौल क्या होगी। अथवा गणना से यह निकालना पड़ेगा कि २१° श और ७५० मम. दबाव पर आक्सिजन का घनत्व क्या है। दोनों दशा में ही बायल और गेलूसक के नियमों का प्रयोग करना होता है। ये नियम आयतन, दबाव और तापक्रम के परस्पर सम्बन्ध को व्यक्त करते हैं।

$$\frac{\text{आ द}}{\text{ट}} = \frac{\text{आ}_१ \text{द}_१}{\text{ट}_१}$$

इस समीकरण में आ = २५००० घ. सम., द = ७५० मम. दबाव ट = २७३ + २१ = २९४° श, $\text{अ}_१$ = आयतन निकालना, $\text{द}_१$ = ७६० मम. दबाव, $\text{ट}_१$ = २७३° श

अत: २१° श और ७५० मम. पर २५ लिटर आक्सिजन ०° श और ७६० मम. दबाव पर

$$\frac{२५००० \times ७५०}{२९४} = \frac{\text{आ}_१ \times ७६०}{२७३}$$

$$\text{आ}_१ = \frac{२५००० \times ७५० \times २७३}{२९४ \times ७६०}$$ घ. सम. हो जाता है। इस की

तौल $\frac{२५००० \times ७५० \times २७३}{२९४ \times ७६०} \times \cdot ००१४२९$ ग्राम

४८ ग्राम आक्सिजन १२२·६ ग्राम पोटासियम क्लोरेट से प्राप्त होता है।

अतः $\frac{२५००० \times ७५० \times २७३ \times \cdot ००१४२९}{२९४ \times ७६०}$ ग्राम आक्सिजन

$$\frac{२५००० \times ७५ \times २७३ \times \cdot ००१४२९}{२९४ \times ७६} \times \frac{१२२\cdot६}{४८}$$ ग्राम

= ८३·६ ग्राम पोटासियम क्लोरेट से प्राप्त होगा।

अतः २१° श और ७५० मम. दबाव पर २५ लिटर आक्सिजन ८३·६ ग्राम पोटासियम क्लोरेट से प्राप्त हो सकता है।

अभ्यासार्थ प्रश्न ।

१. १०० ग्राम मरक्यूरिक आक्साइड में कितना ग्राम आक्सिजन और कितना ग्राम पारा है ?

२. प्रमाणावस्था में २२० ग्राम पोटासियम क्लोरेट से कितना आयतन आक्सिजन का प्राप्त हो सकता है और कितना ग्राम पोटासियम क्लोराइड पात्र मेंरह जाता है ?

३. प्रमाणावस्था में ६ मीटर लम्बा ५ मीटर चौड़ा और ४'५ मीटर ऊंचे कमरे को वायु से भरने के लिये कितनी वायु (तौल में) चाहिये ?

४. 'मन्द दहन', 'आक्सीकारक' और 'आक्साइड' किसे कहते हैं ? आक्साइड कै प्रकार के होते हैं, उन्हें उदाहरण के साथ वर्णन करो ।

५. कार्बन, गन्धक, और फ़ास्फ़रस के जलने से जो क्रियाफल प्राप्त होते हैं उन को जल के संसर्ग में लाने से क्या होता है ?

परिच्छेद ११

हाइड्रोजन।

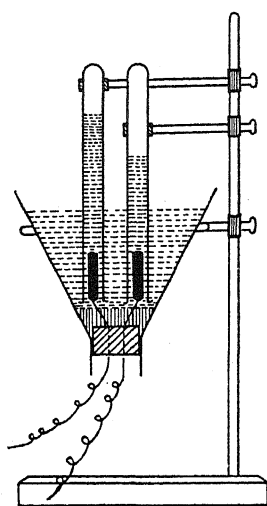
संकेत = H; परमाणुभार = १·००८

इतिहास—प्राचीन रसायनज्ञों के द्वारा धातुओं पर अम्लों की क्रिया से अनेक बार हाइड्रोजन तैयार हुआ होगा किन्तु इन में किसी ने इसे इकट्ठा कर अध्ययन करने की चेष्टा नहीं की। पहले-पहल कवेनडीश ने इसे एक स्वतंत्र तत्त्व के रूप में पहचाना, भिन्न भिन्न विधियों से इसे तैयार किया और इसके गुणों का नियमित रूप से अध्ययन किया। इस सम्बन्ध में १७६६ ई० में कवेनडीश ने खोज आरम्भ की थी। उसने यह भी प्रमाणित किया था कि हाइड्रोजन जलकर जल बनता है। तब तक जल एक तत्त्व समझा जाता था किन्तु कवेनडीश के प्रयोग से यह एक यौगिक सिद्ध हुआ। उन्होंने जल में स्थित हाइड्रोजन और आक्सिजन के आयतन का भी ठीक ठीक पता लगाया।

उपस्थिति—मुक्तावस्था में हाइड्रोजन की उपस्थिति सूर्य्य में तापोज्ज्वल गैस के रूप में पाई गई है। पृथ्वी पर मुक्तावस्था में बहुत थोड़ी मात्रा में वायु में मिलता है। दूसरे तत्त्वों के संयोग में यह हर स्थान पर पाया जाता है। जल हाइड्रोजन और आक्सिजन का यौगिक है। तेलों में हाइड्रोजन अवश्य वर्तमान रहता है। जान्तव और वानस्पतिक पदार्थों का हाइड्रोजन, कार्बन, और आक्सिजन आवश्यक अवयव हैं। अन्य कार्बन के यौगिकों में भी हाइड्रोजन रहता है।

तैयार करना—१. **जल को सीधे गरम करने से**—ऊपर कहा जा चुका है कि जल हाइड्रोजन और आक्सिजन का यौगिक है। इस का सूत्र H_2O है। उच्च तापक्रम पर गरम करने से जल कुछ कुछ विच्छेदित हो जाता

है। १०००° श पर गरम की हुई चीनी की नली में जल के भाप के ले जाने से यह हाइड्रोजन और आक्सिजन में विच्छेदित हो जाता है।

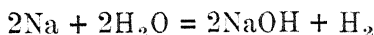
२. **जल के विद्युत-विच्छेदन से**—यह वोल्टमीटर के द्वारा होता है। इस काम के लिये वोल्टमीटर इस प्रकार तैयार किया जाता है। एक कुछ चौड़े मुंह की बोतल को लो और पेंदे की ओर से उसे आधा काट डालो। अब उस में दो छेद वाला रबड़ का काग लगा दो। इन दोनों छेदों में दो कांच नली लगी हों। इन कांच नलियों में प्लाटिनम धातु का तार प्रविष्ट हो। इस तार के अन्त में प्रायः १ इन्च लम्बा और आधा इन्च चौड़ा प्लाटिनम का पत्तर जोड़ दो। इस पात्र में अब इतना पानी भर दो कि दोनों विद्युतद्वार इस में बिलकुल डूब जांय। इस पानी में थोड़ा गन्धकाम्ल मिला दो। दोनों विद्युतद्वारों के ऊपर जल भरी हुई दो बड़ी बड़ी परीक्षा-नलिकायें औंधा दो।

चित्र २४

संयोजक पेचों के द्वारा प्लाटिनम तार को बैटरी से जोड़ दो। अब दोनों विद्युतद्वारों से गैसें निकल कर परीक्षा-नलिका में इकट्ठी होंगी। एक गैस का आयतन दूसरी गैस के आयतन से दुगुना होगा। गैस भरी परीक्षा-नलिकाओं को निकालकर जलती हुई कमची के द्वारा परीक्षा करो। अधिक आयतन वाली गैस स्वयं जलने लगेगी। यह हाइड्रोजन है। दूसरी गैस जलती हुई कमची को प्रज्वलित कर देती है। यह आक्सिजन है।

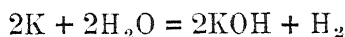
३. **साधारण तापक्रम पर धातुओं के द्वारा जल के विच्छेदन से।** कुछ धातुयें ऐसी हैं जो साधारण तापक्रम पर ही जल के आक्सिजन से संयुक्त हो उसे ग्रहण कर लेती हैं और इस प्रकार हाइड्रोजन को मुक्तावस्था में छोड़ देती हैं। ऐसे धातुओं की संख्या साधारणतः कम है। पोटासियम, सोडियम,

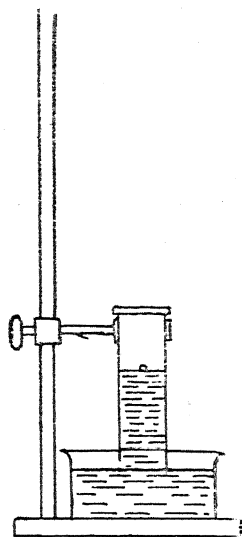
कालसियम, बेरियम, स्ट्रांशियम और मैगनीसियम (यह धीरे धीरे) इस प्रकार की धातुएं हैं। इन धातुओं की क्रिया से जल का केवल आधा हाइड्रोजन निकलता है।

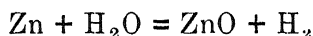
प्रयोग १६—सोडियम के एक छोटे टुकड़े को पेट्रोलियम के अन्दर चीनी के प्याले में काटो। सोडियम साधारणतः पेट्रोलियम में रखा जाता है क्योंकि वायु में यह जलने लगता है। सोडियम के इस टुकड़े को निःस्यन्दकपत्र में सुखाकर जल से भरी द्रोणी में जलभरे गैस-जार के नीचे तैरा दो। यहां सोडियम की क्रिया से हाइड्रोजन उत्पन्न होकर गैसजार में इकट्ठा हो जाता है। द्रोणी का जल छूने से साबुन के जलसा चिकना मालूम होता है। यह जल लाल लिट-मस को नीला कर देता है। यदि इस जल को गरम करके उड़ा दें तो सोडियम धातु के स्थान में सफ़ेद चूर्ण रह जाता है जिसका सूत्र $NaOH$ है और जिसे क्षारीय वा दाहक सोडा वा सोडियम हाइड्रेट कहते हैं। निम्न समीकरण के अनुसार जल पर सोडियम की क्रिया होती है।

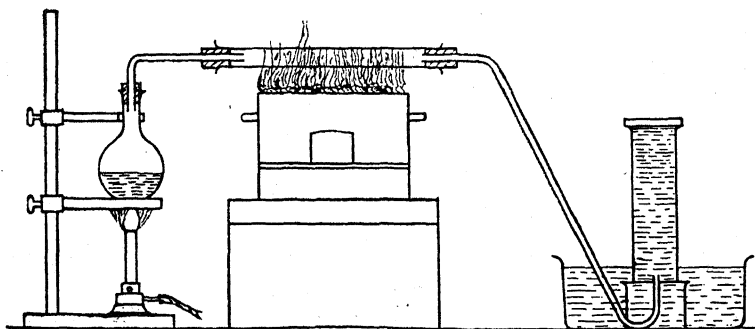
$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$$

सोडियम के स्थान में यदि पोटासियम का व्यवहार हो तो इस क्रिया का समीकरण यह होता है।

चित्र २५

$$2K + 2H_2O = 2KOH + H_2$$

पोटासियम के द्वारा जल से हाइड्रोजन निकलने में इतनी गरमी उत्पन्न होती है कि हाइड्रोजन यहां स्वयं जलने लगता है। पोटासियम के एक छोटे टुकड़े को जल पर तैराने से वह शीघ्र ही बैंगनी ज्वाला के साथ जल उठता है।

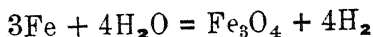
उपरोक्त धातुओं के सिवा कुछ ऐसी धातुएं हैं जो स्वयं तो साधारण तापक्रम पर जल को विच्छेदित नहीं करतीं किन्तु दूसरे धातुओं के संसर्ग में

रहने से ऐसा करती हैं। यशद एक ऐसी धातु है। यह स्वयं तो साधारण तापक्रम पर जल को विच्छेदित नहीं कर सकता किन्तु यदि इसके ऊपर ताम्र की एक पतली तह लगी हो तो इसके द्वारा जल से बिना गरम किये हाइड्रोजन धीरे धीरे निकलता है। यदि यहां कुछ गरम किया जाय तो हाइड्रोजन और शीघ्रता से निकलता है। इस क्रिया में ताम्र कोई भाग नहीं लेता, केवल यशद ही आक्सिजन के साथ संयुक्त हो निम्न समीकरण के अनुसार आक्साइड बनता है।

$$Zn + H_2O = ZnO + H_2$$

अनेक धातुएं उच्च तापक्रम पर जल को विच्छेदित करती हैं। इन में मैगनीसियम उबलते जल को तथा लोहा और यशद रक्ततप्त तापक्रम पर स्थित जल को शीघ्रता से विच्छेदित कर देते हैं। ताम्र ऐसी धातु है जो किसी भी अवस्था में जल को बिच्छेदित नहीं कर सकती। साधारणतः अधिक मात्रा में हाइड्रोजन प्राप्त करने के लिये एक समय लोहे का व्यवहार होता था और अब भी जहां सस्ती बिजली नहीं है वहां इसका व्यवहार होता है।

प्रयोग १७—फ्लास्क में एक कांच नली लगा दो। यह नली एक दूसरी चौड़ी चीनी की वा बालूकी नली से जुड़ी हुई हो। इस चौड़ी नली में लोहे का

चित्र २६

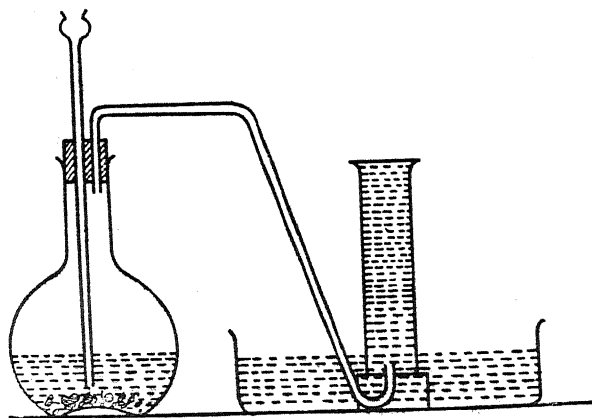
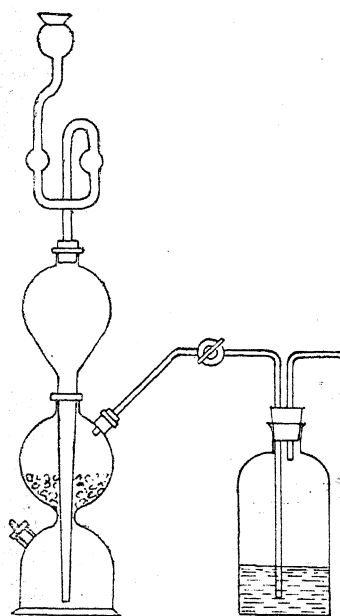
रेतन रखो और इसके दूसरे छोर को निकास नली से जोड़ कर द्रोणी में ले

जाकर उस पर जलभरा गैसजार औंधा दो। अब लोहे के रेतन को गरम करो। जब यह गरम हो जाय तब फ्लास्क के जल को गरम करना शुरू करो। जब तक जल उबलने लगता है तब तक लोहे का रेतन रक्ततप्त हो जाता है। फ़्लास्क से जल का भाप लोहे के रेतन पर आकर विच्छेदित हो जाता है। लोहे के साथ आक्सिजन संयुक्त हो जाता और हाइड्रोजन मुक्त हो गैसजार में इकट्ठा होता है। यह क्रिया निम्न समीकरण के अनुसार होती है।

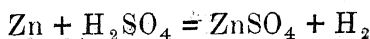
$$3Fe + 4H_2O = Fe_3O_4 + 4H_2$$

यह प्रयोग ऐतिहासिक दृष्टि से भी बहुत महत्त्व का है क्योंकि इसी प्रयोग के द्वारा पहले-पहल कवेनडीश ने जल का तत्त्व नहीं होना प्रमाणित किया था।

४. **धातुओं पर अम्लों की क्रिया से**—अम्ल हाइड्रोजन के यौगिक हैं। इन अम्लों से भी धातुओं की क्रिया से साधारण तापक्रम पर हाइड्रोजन प्राप्त हो सकता है। साधारणतः तनु गन्धकाम्ल वा हाइड्रोक्लोरिक अम्ल पर यशद, विशेषतः दानेदार यशद, की क्रिया से हाइड्रोजन प्राप्त करते हैं।

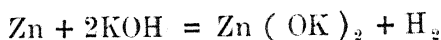
प्रयोग १८—एक फ़्लास्क लो जिस में दो छेद वाला काग लगा है। इस काग के एक छेद में थिसिल कीप लगा दो। दूसरे छेद में समकोण मुड़ी हुई

चित्र २७

कांच की निकास नली लगी हो जो जलभरी द्रोणी में जाती है। एक जलभरा गैसजार निकास नली के छोर पर औंधा दो। फ़्लास्क में थोड़ा दानेदार यशद रखकर उसे पानी में डुबा दो। थिसिल कीप के द्वारा बोतल में तनु गन्धकाम्ल डालो। इस गन्धकाम्ल पर यशद की क्रिया से हाइड्रोजन उत्पन्न हो गैसजार में इकट्ठा होगा। फ़्लास्क में जो अवशिष्ट पदार्थ रह जाता है उसे जल-उष्मक पर गरम कर के उड़ा देने पर यशद के सल्फ़ेट के मणिभ प्राप्त होते हैं। इस मणिभीय यौगिक का सूत्र $ZnSO_4$, $7H_2O$ है।

हाइड्रोजन जब अविरत धारा में प्राप्त करना होता है तब इसे किप्प उपकरण से प्राप्त करते हैं। यहां भी यह दानेदार यशद पर गन्धकाम्ल वा हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की क्रिया से बनता है। किप्प उपकरण तथा उस से बने हाइड्रोजन को सुखाने के लिये जो प्रबन्ध होता है उसका चित्र यहां दिया हुआ है। यहां जो क्रिया होती है वह इस समीकरण के द्वारा प्रगट होती है।

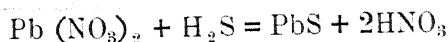
चित्र २८

$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$$

२. धातुओं पर क्षारों की क्रिया से—कुछ धातुएं विशेषतः यशद और अलुमिनियम ऐसी हैं जिन्हें दाहक सोडा वा पोटाश के साथ उबालने से हाइड्रोजन निकलता है। यदि यशद को दाहक सोडा वा पोटाश के साथ उबाला जाय तो जो क्रिया होती है वह इस समीकरण के

द्वारा प्रगट होती है ।

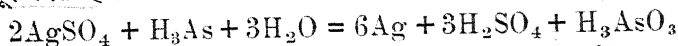
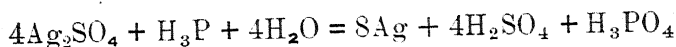
$$Zn + 2KOH = Zn(OK)_2 + H_2$$

पोटासियम ज़िंकेट

हाइड्रोजन का शोधन—उपर्युक्त विधियों से जो गैस प्राप्त होती है वह शुद्ध नहीं होती । इस गैस में गन्धकाम्ल के सिवा नाइट्रोजन, आक्सिजन, सल्फ़र डाइ-आक्साइड (SO_2), हाइड्रोजन सल्फ़ाइड (H_2S), कार्बन डाइ-आक्साइड (CO_2), हाइड्रोजन आर्सीनाइड (यदि यशद में आर्सेनिक विद्यमान है), नाइट्रोजन आक्साइड (यदि अम्ल में नाइट्रिक अम्ल वा नाइट्रोजन आक्साइड विद्यमान है) और जल का भाप विद्यमान रहता है । ये अपद्रव्य इस गैस को अनेक यू-नलियों में से जिन में निम्न शोषक रखे होते हैं ले जाने से दूर हो सकते हैं । (१) कांच के टुकड़े जो लेड नाइट्रेट के विलयन में भिगोये हों । (२) कांच के टुकड़े जो सिल्वर सल्फ़ेट के विलयन में भिगोये हों (३) झांवे के टुकड़े जो दाहक पोटाश के विलयन में भिगोये हों । (४) दाहक सोडा (५) फ़ास्फ़रस पेन्टाक्साइड । लेड नाइट्रेट हाइड्रोजन सल्फ़ाइड को दूर करता है ।

$$Pb(NO_3)_2 + H_2S = PbS + 2HNO_3$$

सिल्वर सल्फ़ेट हाइड्रोजन आर्सीनाइड और हाइड्रोजन फ़ास्फ़ाइड को दूर करता है ।

$$2AgSO_4 + H_3As + 3H_2O = 6Ag + 3H_2SO_4 + H_3AsO_3$$

आर्सेनिक अम्ल

$$4Ag_2SO_4 + H_3P + 4H_2O = 8Ag + 4H_2SO_4 + H_3PO_4$$

फ़ास्फ़रिक अम्ल

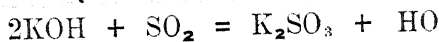
दाहक पोटाश और दाहक सोडा, सल्फ़र डाइ-आक्साइड, कार्बन डाइ-आक्साइड और नाइटोजन पेराक्साइड को दूर करता है ।

$$2KOH + SO_2 = K_2SO_3 + HO$$

पोटासियम सल्फ़ाइट

$$2KOH + CO_2 = K_2CO_3 + HO$$

पोटासियम कार्बोनेट

$$2KOH + 2NO_2 = 2KNO_2 + KNO_3 + H_2O$$

पोटा. नाइट्राइट पोटा. नाइट्रेट

दाहक पोटाश और सोडा जल-वाष्प को भी बहुत कुछ दूर करते हैं। फ़ास्फ़रस पेन्टाक्साइड जल के अन्तिम लेशों को दूर करता है। आक्सिजन और नाइट्रोजन के दूर करने के लिये गन्धकाम्ल को प्रयोग के पूर्व उबाल डालते हैं जिस से घुली हुई वायु उस से निकल जाती है। उपर्युक्त रीति से डूमा ने पहले-पहल शुद्ध हाइड्रोजन प्राप्त किया था। प्रयोग शाला में शुद्ध हाइड्रोजन मैगनीसियम पर गन्धकाम्ल की क्रिया से प्राप्त हो सकता है। इसे गन्धकाम्ल की धावक बोतलों के बीच से ले जाने और पारे पर इकट्ठा करने से यह शुष्कावस्था में प्राप्त हो सकता है।

हाइड्रोजन के गुण—आक्सिजन के सदृश यह भी रंगहीन, गन्ध-हीन और स्वादहीन गैस है। यह गैस जल में बहुत थोड़ी थोड़ी घुलती है। १०० घ. सम. जल में साधारण तापक्रम पर प्राय: २ घ. सम. हाइड्रोजन का घुलता है। अन्य भौतिक गुणों में यह आक्सिजन से भिन्न होता है।

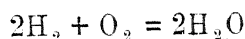
डेवर ने पहले-पहल इसे द्रवीभूत किया था। -२४०° श पर २० वायु-मण्डल के दबाव पर यह जल सदृश द्रव में द्रवीभूत हो जाता है। प्रमाण दबाव पर -२५२° श पर द्रवीभूत हो जाता है। द्रव हाइड्रोजन रंगहीन होता है। इसका विशिष्ट घनत्व ०·०७ है। द्रव हाइड्रोजन को कम दबाव पर शीघ्रतासे उबालने से यह श्वेत घन में बदल जाता है। यह घन हाइड्रोजन -२५८° श पर पिघलता है।

हाइड्रोजन सब गैसों से हलका होता है। १ घ. सम. हाइड्रोजन की तौल प्रमाण दबाव और प्रमाण ताप क्रम पर ०.००००९ ग्राम होती है। इतनी ही वायु की तौल प्रमाण दबाव और प्रमाण तापक्रम पर ०·०००१२९३ ग्राम होती है। अतः हाइड्रोजन की तुलना से वायु का घनत्व

$\frac{\text{०·०००१२९३}}{\text{०·००००९}}$ अर्थात् १४·४ होता है । वायु हाइड्रोजन से १४·४ गुना भारी होती है ।

हाइड्रोजन का हलकापन अनेक रीति से प्रमाणित किया जा सकता है । हाइड्रोजन के जार को ऊपर मुँह कर के उसके ऊपर एक दूसरा जार औंधा देने से नीचे के जार का हाइड्रोजन ऊपर के जार में इकट्ठा हो जाता है । और ऊपर के जार की वायु नीचे की ओर से बाहर निकल जाती है वा नीचे के जार में चली जाती है । परीक्षा से ऊपर का जार हाइड्रोजन से भरा पाया जाता है । और नीचे के जार में वायु पाई जाती है । इस प्रकार नीचे की ओर से वायु को निकालकर पात्र में किसी गैस के इकट्ठा करने की विधि को 'अधःस्थानापत्ति विधि' कहते हैं । हाइड्रोजन अधःस्थानापत्ति विधि से इकट्ठा हो सकता है । इसके प्रतिकूल गैसों के जारों को जब खुले जारों पर औंधा-कर ऊपर के पात्र से गैसों को ऊपर मुख किये पात्र में स्थानान्तरित करते हैं तब इस विधि को उर्ध्वस्थानापत्ति विधि कहते हैं । अधःस्थानापत्ति के द्वारा वायु से हलकी गैसें इकट्ठी की जा सकती हैं । हाइड्रोजन और अमोनिया अधः स्थानापत्ति विधि से इकट्ठी होती है । और कार्बन डाइ-आक्साइड और सलफर डाइ-आक्साइड उर्ध्वस्थानापत्ति विधि से इकट्ठे किये जाते हैं ।। यदि किसी बीकर का रासायनिक तुला पर धड़ा बांधे और तब इस बीकर में हाइड्रोजन भरें तब यह बीकर हलका होजाता है। साबुन के बुलबुले को वा रबड़के बैलून को हाइड्रोजन से भरने पर वह ऊपर उठता है ।

हाइड्रोजन वायु वा आक्सिजन में नीली प्रकाशहीन ज्वाला के साथ जलता है । इसकी ज्वाला बहुत गरम होती है । कई अगलनीय घन इस ज्वाला में रखने से शुभ्रतप्त हो जाते हैं और उनसे बहुत तीव्र प्रकाश निक-लता है । यदि हाइड्रोजन की यह ज्वाला चूने के पिण्ड पर पड़े, तब उससे शुभ्र प्रकाश निकलेगा । इसे सुधा-ज्योति कहते हैं । इस प्रकार जलकर हाइड्रोजन जल बनता है ।

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O$$

हाइड्रोजन और आक्सिजन वा वायु का मिश्रण बहुत ही विस्फोटक होता है, अतः हाइड्रोजन के साथ प्रयोग करने में सदा सावधान रहना चाहिये। हाइड्रोजन को सदा ज्वालक की ज्वाला से दूर रखना चाहिये। जब तक पूर्ण रूप से निश्चय न हो जाय कि उसके साथ आक्सिजन वा वायु मिला हुआ नहीं है तब तक हाइड्रोजन में कभी भी आग नहीं लगानी चाहिये।

हाइड्रोजन दहन का पोषक नहीं है। जलती हुई कमची इस गैस में बुझ जाती है यद्यपि यह गैस स्वयं पात्र के मुंह पर जलने लगती है। जलता गन्धक और फ़ास्फ़रस भी इस में बुझ जाता है।

हाइड्रोजन का अधिधारण—कुछ धातुएं ऐसी पाई गई हैं जो हाइड्रोजन के आवरण में गरम करने से हाइड्रोजन को शोषण कर लेतीं और ठंढे होने पर उसे छोड़ती नहीं। ऐसी धातुओं में पलाडियम, प्लाटिनम और लोहा मुख्य हैं। इस व्यापार को गैसों का अधिधारण वा केवल अधिधारण कहते हैं। धातुओं के द्वारा गैस की कितनी मात्रा अधिधारित होती है यह धातुओं की भौतिक अवस्था पर निर्भर करता है। पलाडियम सब धातुओं से अधिक हाइड्रोजन का अधिधारण करता है। साधारण तापक्रम पर इस धातु का एक आयतन हाइड्रोजन के ३७६ आयतनों का अधिधारण करता है। रक्त-तप्त तापक्रम पर यह प्रायः ९०० तक पहुंच जाता है। इस अधिधारण से पलाडियम का आयतन कुछ बढ़ जाता है किन्तु देखने में और कोई परिवर्तन नहीं जान पड़ता। इस के अन्य गुणों में भी कोई विशेष परिवर्तन नहीं होता। इसकी ताप और विद्युत-चालकता अवश्य कुछ घट जाती है और यह कुछ अधिक चुम्बकीय हो जाता है।

ऊपरोक्त बातों के विचार से ग्राहम का, जिन्होंने इस घटना का पहले-पहल निरीक्षण किया था, मत है कि हाइड्रोजन इस व्यापार में घन हो जाता है और पलाडियम के साथ मिलकर मिश्रधातु बनता है। इस हाइड्रोजन को उन्होंने साधारण हाइड्रोजन से भिन्न समझा था और इसका नाम हाइड्रोजीनियम रखा। ट्रूस्ट और हौटेफायल ने इस विषय पर अन्वेषण कर यह सिद्धान्त

निकाला कि पलाडियम और हाइड्रोजन ये दोनों मिलकर एक विशेष यौगिक Pd_2H पलाडियम हाइड्राइड बनते हैं किन्तु यह सिद्धान्त आजकल ठीक नहीं समझा जाता ।

इस विषय पर डेवर ने जो खोजें की है उस से पता लगता है कि ग्राहम का मत ठीक नहीं है क्योंकि घन हाइड्रोजन के गुण धातुओं के गुणों से कुछ भी मिलते जुलते नहीं हैं । इस समय तक यह ठीक ठीक ज्ञात नहीं है कि हाइड्रोजन और पलाडियम वा अन्य धातुओं के बीच क्या क्रिया होती है । गरम करने से यह अधिधारित हाइड्रोजन धातुओं से अलग किया जा सकता है । इस प्रकार निकाला हुआ हाइड्रोजन कुछ गुणों में साधारण हाइड्रोजन से भिन्न होता है । यौगिकों से तुरन्त निकाला हुआ हाइड्रोजन भी साधारण हाइड्रोजन से भिन्न होता है । ऐसे हाइड्रोजन को 'नवजात' हाइड्रोजन कहते हैं । इस का उल्लेख फिर आगे होगा ।

हाइड्रोजन एक बड़ा अच्छा लघ्वीकारक है । अधिकांश रासायनिक क्रियाओं में लघ्वीकरण के लिये यह व्यवहृत होता है ।

अभ्यासार्थ प्रश्न ।

१. ०·५ ग्राम हाइड्रोजन प्राप्त करने के लिये कितने ग्राम सोडियम का प्रयोग करना चाहिये ?

२. प्रमाणावस्था में १२०० घ.सम. हाइड्रोजन की प्राप्ति के लिये कितना ग्राम सोडियम आवश्यक है ?

३. १६° श और ७५५ मम. दबाव पर २५ लिटर का बैलून हाइड्रोजन से भरने के लिये कितना यशद चाहिये ?

४. १०० ग्राम यशद से हाइड्रोजन प्राप्त करने के लिये ६० प्रतिशत गन्धकाम्ल कितना आवश्यक होगा ।

५. ५ प्रतिशत १०० ग्राम सोडा के विलयन को तैयार करने के लिये कितना जल और कितना सोडियम चाहिये और इससे १६° श और ७७० मम. दबाव पर कितना हाइड्रोजन निकलेगा ?

६. हाइड्रोजन का हलकापन कैसे प्रमाणित करोगे ?

७. शुद्ध हाइड्रोजन प्राप्त करने की विधि का सविस्तर वर्णन करो ।

परिच्छेद १२

जल

केवल हाइड्रोजन और आक्सिजन के संयोग से दो यौगिक बनते हैं, एक को हाइड्रोजन मनाक्साइड या जल कहते हैं और दूसरे को हाइड्रोजन पेराक्साइड। पहले का सूत्र H_2O है और दूसरे का H_2O_2। पहले की अपेक्षा दूसरे में आक्सिजन की मात्रा दुगुनी है।

प्राकृतिक जल। जो जल समुद्र वा पृथ्वीतल से उड़कर भाप के रूप में वायु में विद्यमान रहता है वह प्राकृतिक जलों में सब से शुद्ध होता है। यह शुद्धता तब तक रहती है जब तक यह जल-वाष्प द्रवीभूत हो वर्षा के रूप में गिरता नहीं।

वर्षा जल। यह जल ऊपर से गिरते गिरते वायुमण्डल की अनेक गैसों और धूल के कणों को घुलाकर पृथ्वी तल पर आते आते दूषित हो जाता है। इस पर भी धरती पर गिरने के पहले तक यह बहुत कुछ शुद्ध रहता है किन्तु ज्योंही धरती पर गिर पड़ता अनेक पदार्थों को घुलाकर बहुत अशुद्ध हो जाता है। धरती पर गिरने के पहले यदि इसे इकट्ठा कर लिया जाय तो यह पर्याप्त शुद्ध होता है और जहां बिलकुल शुद्ध जल की आवश्यकता नहीं वहां इस का प्रयोग हो सकता है। नगरों की अपेक्षा ग्रामों का वर्षाजल अधिक शुद्ध होता है क्योंकि साधारणतः ग्रामों की अपेक्षा नगर की वायु अधिक दूषित होती है।

नदी-जल। धरती पर गिरने से मिट्टी के अंश जल में मिल जाते हैं। मिट्टी के अंशों की मात्रा स्थान की मिट्टी की प्रकृति पर निर्भर करती है। किसी स्थान की मिट्टी अधिक विलेय होती है और किसी की कम। जिस स्थान की मिट्टी अधिक विलेय होती है वहां के जल में मिट्टी का अंश अधिक मिला रहता है और जहां ऐसा नहीं होता वहां के जल में मिट्टी का अंश कम रहता है। वर्षा का जल बहकर नदी में गिरता है। मार्गों और नदी-तटों के

पौधों के संसर्ग से उस नदी के जल में अनेक वानस्पतिक पदार्थ भी मिल जाते हैं। इस से नदी का जल वर्षा के जल से अधिक अशुद्ध हो जाता है । नदी जैसे जैसे ग्राम और नगर होकर बहती जाती है वैसे वैसे जल अधिकाधिक मैला होता जाता है। हरद्वार में गंगा का जल जितना शुद्ध रहता है उतना बनारस में नहीं। कलकत्ता पहुंचते पहुंचते तो यह जल इतना मैला हो जाता है कि इसे हाथ से छूने में भी सङ्कोच मालूम होता है । नदी के जल में जो अपद्रव्य मिले रहते हैं उन में कुछ तो घुले रहते हैं और कुछ आस्रस्त।

स्रोत जल। वर्षा का जल पृथ्वी के अन्दर छिद्रमय स्तरों के द्वारा प्रवेश कर सकता है और वहां गह्वरों में एकत्रित हो सकता है । पृथ्वी स्तरों में अन्दर अन्दर बहता हुआ भी रह सकता है । ऐसा ही बहता हुआ जल कहीं कहीं खुला मार्ग पाकर सोते के रूप में निकल आता है और बहता रहता है। अनेक पहाड़ी सोते सालभर बराबर बहा करते हैं। कोई कोई सोते वर्षा ऋतु के बाद कम वा अधिक समय में सूख जाते हैं । पृथ्वी स्तरों में बहते रहने के कारण ऐसे जलों से आस्रस्त मैल बहुत कुछ दूर हो जाती है। इससे साधारणतः सोते का पानी देखने में बहुत कुछ स्वच्छ मालूम होता है किन्तु इस में की घुली हुई मैल दूर नहीं होती । ऐसे जल में कभी कभी कोई विशेष खनिज पदार्थ भी मिल जाता है। किसी किसी सोते का जल बहुत कुछ शुद्ध होता है और किसी किसी का बहुत मैला । ऐसे जल का शुद्ध वा अशुद्ध होना किस धरती होकर जल बहता है इस पर निर्भर करता है।

खनिज जल। पृथ्वीस्तर के अन्दर प्रवेश करने में जल कहीं कहीं बहुत अधिक विलेय लवणों के संसर्ग में आता है जिससे घुले हुए लवणों की मात्रा बहुत बढ़ जाती है। ऐसे जल को खनिज जल कहते हैं। किसी किसी खनिज जल में विशेष प्रकार का स्वाद और गन्ध होती है । किसी किसी खनिज जल में विशेष विशेष रोगों को दूर करने की क्षमता विद्यमान रहती है। मुंगेर के सीताकुण्ड का जल पाचनशक्ति को बढ़ाता है । कई कम्पनियां इस जल से खारा और मीठा जल तैयार कर रही हैं। यूरोप में भी अनेक ऐसे ऐसे सोते हैं जिनका जल स्वास्थ्य के लिये प्रसिद्ध है।

समुद्र जल । समुद्र जल अन्य सब जलों से अधिक अशुद्ध होता है । युगों से नदियों द्वारा बहकर वस्तुएं समुद्र में इकट्ठी होती चली आई हैं । सूर्य्य ताप द्वारा तो जल का कुछ अंश प्रतिवर्ष उड़कर भाप और फिर बादल बनता रहता है किन्तु विलीन और आस्रस्त घन वस्तुएं समुद्र में ही रह जाती हैं और बराबर बढ़ती जाती हैं । भिन्न भिन्न समुद्रों में घनों की मात्रा भिन्न भिन्न पाई जाती है किन्तु साधारणतः तौल में प्रतिशत ३.५ भाग घन का जल में वर्तमान रहता है । इस ३.५ भाग में प्रायः २.५ भाग तो केवल सामान्य लवण-नमक का रहता है । शेष में अन्य लवण कालसियम और मैगनीसियम के रहते हैं । इन सब जलों में वायु का अंश भी घुला रहता है ।

प्राकृतिक जल में जो मैलें रहती हैं उन्हें इन चार विभागों में विभक्त कर सकते हैं ।

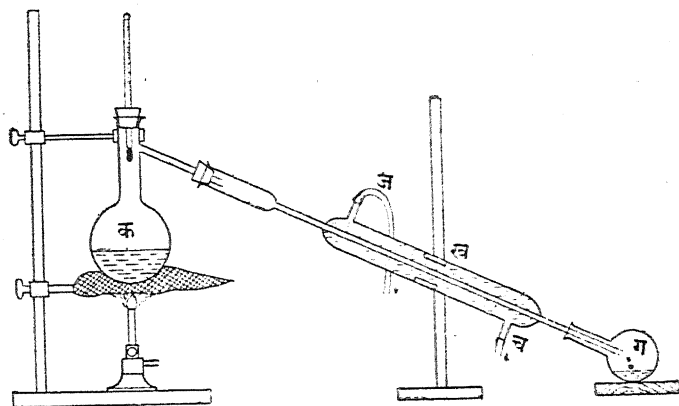
१. घुली हुई गैसें । इनमें नाइट्रोजन, आक्सिजन, कार्बन डाइ-आक्साइड और अमोनिया विशेष उल्लेखनीय हैं ।

२. आस्रस्त मैलें ।

३. घुली हुई मैलें ।

४. जीवाणु ।

जल को उबालने से घुली हुई गैसें निकल जाती हैं । उबालने से पहले जल में जो सनसनाहट की आवाज़ होती है वह इन गैसों के निकलने के कारण ही होती है । उबलने से जल के जीवाणु भी मर जाते हैं । आस्रस्त मैलें छानने से दूर हो जाती हैं । इसके लिये रसायन क्रियाओं में निःस्यन्दक पत्र काम में आता है । नगरों के नल के लिये जल बालू की मोटी तह के द्वारा छाना जाता है । स्रवण द्वारा घुली हुई मैलें दूर हो जाती हैं । इस प्रकार से प्राप्त जल 'स्रवित वा स्रुत जल' के नाम से पुकारा जाता है और अनेक कामों के लिये पर्याप्त शुद्ध होता है । थोड़ी मात्रा में चित्र में दिये हुए उपकरण के द्वारा स्रवित वा स्रुत जल प्राप्त हो सकता है । यहां एक फ्लास्क 'क' में जल उबाला जाता है । इस फ्लास्क में काग और कांच नली द्वारा शीतक 'ख' लगा हुआ है ।

इस शीतक में ठंढे जल की धारा 'च' मार्ग से प्रविष्ट करती और 'ज' से निकल जाती है। ठण्डे तल के स्पर्श से जल-वाष्प द्रवीभूत होकर जल बन कर

चित्र नं० २६

ग्राहक 'ग' में इकट्ठा होता है। वाष्पशील कार्बनिक पदार्थ इस रीति से दूर नहीं किये जा सकते क्योंकि जल-वाष्प के साथ वे भी उड़ जाते हैं और फिर द्रवीभूत होकर ग्राहक में आ जाते हैं किन्तु अवाष्पशील सारे पदार्थ इस रीति से फ्लास्क में ही रह जाते और इस प्रकार जल से अलग हो जाते हैं। वाष्पशील आङ्गारिक पदार्थों को जल में थोड़ा पोटासियम परमैंगनेट डालकर आक्सीकरण द्वारा नष्ट कर सकते हैं। कांच के पात्रों के स्थान में प्लाटिनम वा शुद्ध सिलिका (बालू) के पात्रों में स्रवित करने से अधिक शुद्ध जल प्राप्त हो सकता है।

जल के गुण। शुद्ध जल स्वादहीन और गन्धहीन द्रव है। पतली तहों में इसका कोई रंग नहीं होता किन्तु मोटी तहों में—प्रायः २० फ़ीट मोटी तहों में—नीलापन के साथ हरा रंग होता है।

गरमी के कारण जल के आयतन और अवस्था में परिवर्तन होता है। ठण्डा करने से इस का आयतन तब तक घटता जाता है जब तक ४° श तापक्रम पर न पहुंच जाय। इस से नीचे तापक्रम पर ठण्डा करने से इसका

आयतन घटता नहीं वरन् बढ़ना शुरू होता है । इस ४° श पर जल का आपेक्षिक घनत्व अन्य सब तापक्रमों के घनत्व से अधिक होता है । इस कारण अन्य पदार्थों के आपेक्षिक घनत्व की तुलना साधारणतः जल के ४° श के आपेक्षिक घनत्व से की जाती है । इस ४° श तापक्रम पर १ घ. सम. जल की तोल ठीक एक ग्राम होती हैं । और ठण्ढा करने से ०° पर जल जमकर बरफ़ हो जाता है । इस ०° श को हिमाङ्क कहते हैं । बरफ़ जल से हलकी होती है । इसी कारण बरफ़ जल पर तैरती है । इसका आपेक्षिक घनत्व (जल की तुलना से) ०·९१७ होता है । ४° श पर जल का घनत्व सब से अधिक होने के कारण ही ठण्ढे देशों में समुद्रजल और झीलों के जल की ऊपरी तह के जमकर बरफ़ हो जाने पर भी नीचे की तह जल की ही रहती है जिस से उनके जलजन्तु नष्ट नहीं होते । एक ग्राम जल के तापक्रम को एक डिगरी सेन्टीग्रेड वा शतांश बढ़ाने के लिये जितने ताप की आवश्यकता होती है उसे 'कलारी' कहते हैं और यह कलारी ताप की एकांक मानी गई है ।

४° श के ऊपर जल को गरम करने से उस का आयतन धीरे धीरे बढ़ता है । वायुमण्डल के दबाव पर अर्थात् ७६० मम. दबाव पर यह १००° श पर उबलने लगता है । इस १००° श को जल का क्वथनाङ्क कहते हैं । इस के आगे और गरम करने से जल का तापक्रम बढ़ता नहीं बरन् जल भाप के रूप में परिणत हो जाता है । दबाव के घटने और बढ़ने से क्वथनाङ्क भी घटता और बढ़ता है ।

प्रयोग १८—एक फ़्लास्क को जल से आधा भर कर उबालो । जब जल खूब उबलने लगे तब फ्लास्क में रबड़ का काग लगाकर बन्द कर दो ताकि वह वायुरोधक हो जाय । अब जल को कुछ ठण्ढा होने दो । इस फ़्लास्क को औंधा कर के कीलक से लटका दो । इस फ्लास्क के ऊपर अब थोड़ा ठण्ढा जल डालो । देखोगे कि फ़्लास्क का जल उबलने लगता है ।

ठण्ढे जल के डालने से फ्लास्क का जल-वाष्प द्रवीभूत हो जाता है जिससे जलके ऊपर का दबाव बहुत घट जाता है । इस दबाव के घट जाने के कारण फ्लास्क का जल उबलने लगता है । दबाव के बढ़ाने से जल का क्वथनाङ्क भी बढ़ जाता है ।

बरफ़ के द्रवण का गुप्त ताप । जल को बरफ़ बनाने में और बरफ़ को जल बनाने में ताप का परिवर्तन होता है । ०° श का बरफ़ ०° श के जल में परिणत करने के लिये ताप की आवश्यकता होती है । बिना बाहरी ताप के ०° श का बरफ़ ०° श के जलमें परिणत नहीं हो सकता । ०° श के जल को ०° श के बरफ़ में परिणत करने के लिये जल से ताप निकलने की आवश्यकता होती है । बिना ताप निकले ०° श का जल ०° श के बरफ़ में परिणत नहीं हो सकता । इस प्रकार ०° श के बरफ़ को ०° श के जल में परिणत करने के लिये जितने ताप की आवश्यकता होती है उस ताप से तापक्रम में कोई भेद नहीं होता । इस प्रकार का शोषित ताप जल में अव्यक्त रूप से स्थित समझा जाता है । ०° श पर एक ग्राम बरफ़ को ०° श के जल में परिणत करने के लिये जितने ताप की आवश्यकता होती है उसे 'बरफ़ के द्रवण का गुप्त ताप' कहते हैं । प्रयोग से मालूम हुआ है कि बरफ़ के द्रवण का गुप्त ताप ८० कलारी है ।

वाष्पीभवन का गुप्त ताप । जिस प्रकार ०° श के बरफ़ को ०° श के जल म परिणत करने के लिये ताप की आवश्यकता होती है उसी प्रकार १००° श के जल को १००° श के वाष्प में परिणत करने के लिये भी ताप की आवश्यकता होती है । एक ग्राम जल को १००° श के जल से १००° श के वाष्प में परिणत करने के लिये जितने ताप की आवश्यकता होती है उसे 'वाष्पीभवन का गुप्त ताप' कहते हैं । जल के वाष्पीभवन का गुप्त ताप ५३६ कलारी है । द्रवण का गुप्त ताप वा वाष्पीभवन का गुप्त ताप केवल बरफ़ वा जल में ही नहीं होता वरन् यह अन्य उन सब पदार्थों में भी होता है जो एक अवस्था से दूसरी अवस्था में परिणत हो सकते हैं ।

यह मालूम हो गया कि जल ०° श पर बरफ़ में बदल जाता है वा बरफ़ ०° श पर पिघलता है । इस ०° श को 'बरफ़ का गलनाङ्क' कहते हैं । अनेक लवणों का बरफ़ से सम्पर्क में रखने से बरफ़ का तापक्रम बहुत कुछ कम किया जा सकता है । यहां लवणों के जल में घुलने से तापक्रम कम होता है । लवण और बरफ़ के ऐसे मिश्रण साधारणतः नमक और बरफ़ के वा काल-

सियम क्लोराइड और बरफ़ के होते हैं। बरफ़ के टुकड़े जितने छोटे होंगे और नमक से जितने घनिष्ट सम्पर्क में आवेंगे उतना ही उन का तापक्रम नीचा होगा। नमक और बरफ़ के इस प्रकार के सम्पर्क से बरफ़ कुछ पिघल जाता है और इस मिश्रण से बरफ़ का गुप्त ताप खींचा जाकर इस का तापक्रम प्रायः -१८° श तक गिराया जा सकता है।

साधारण तापक्रम पर जल धीरे धीरे उड़ता है। इस व्यापार से प्रायः सभी परिचित हैं। इस क्रिया को 'वाष्पीभवन' कहते हैं। १००° श पर जल उबलता है और तब यह शीघ्रता से उड़ता है। इस उबलने को क्वथन भी कहते हैं। वाष्पीभवन और क्वथन में क्या भेद है इसे जान लेना आवश्यक है। वाष्पीभवन में द्रव की केवल ऊपरी तह से ही वाष्प बनकर द्रव उड़ता है किन्तु क्वथन में द्रव के सभी भागों से वाष्प के बुलबुले निकलते हैं। क्वथन में उबलते हुए द्रव के तल पर से, पार्श्व से, इधर उधर चारो ओर से वाष्प बनकर द्रव उड़ता है।

जल के वाष्प का सभी तापक्रम पर कुछ न कुछ दबाव होता है। यह निम्न प्रयोग से सरलता से सिद्ध किया जा सकता है।

प्रयोग १६—प्राय: ६० सम. लम्बी एक ओर बन्द और एक ओर खुली कांच नली को ले कर उसे पारे से भर कर पाराभरी द्रोणी में औंधा दो। देखोगे कि पारा किसी विशिष्ट उत्सेद पर आकर ठहर जाता है। उससे नीचा अब नहीं उतरता। इस नली के पारद के ऊपर का स्थान शून्य है। द्रोणी के पारे के तल से इस कांच नली के पारे के उत्सेद को नापो। फिर एक पिपेट द्वारा जल की कुछ बुन्दें पारे से भरी नली में डालो। पारे का उत्सेद और भी उतर आवेगा। इस प्रकार कुछ देर तक उत्सेद बदलता रहेगा किन्तु अन्त में स्थिर हो जायगा। अब जल भी उड़कर भाप नहीं बनता है वरन् ज्यों का त्यों जल के रूप में विद्यमान रहता है। यदि कांच नली का तापक्रम ऊंचा करें तो कुछ जल अवश्य उड़ जाता है और उससे पारे का उत्सेद कुछ गिर जाता है। उत्सेद का यह उतरना तब तक होता रहता है जब तक वह स्थान फिर जल के भाप से संतृप्त न हो जाय। इस प्रकार प्रत्येक तापक्रम के लिये संतृप्त

जल-वाष्प का एक परिमित दबाव होता है जिसे उस तापक्रम के जल-वाष्प का 'महत्तम दबाव' वा संतृप्त दबाव' कहते हैं। अन्य गैसों के रहने से जल-वाष्प के इस महत्तम दबाव में कोई अन्तर नहीं होता।

जब खुले पात्र में जल गरम किया जाता है तब धीरे धीरे वह वाष्पी-भूत होता है और जैसे जैसे तापक्रम बढ़ता है वैसे वैसे वाष्पीभवन भी शीघ्रता से होता जाता है क्योंकि तापक्रम के बढ़ने से वाष्प का महत्तम दबाव भी बढ़ता जाता है। अन्त में द्रव उबलने लगता है। यह उबलना तक तक नहीं हो सकता जब तक वाष्प का यह महत्तम दबाव वायुमण्डल के दबाव के बराबर नहीं होता। जब तक द्रव के वाष्प का महत्तम दबाव वायुमण्डल के दबाव के बराबर नहीं होता तब तक वह द्रव उबल नहीं सकता। अतः क्वथनांक की परिभाषा यह भी दी जा सकती है:—

क्वथनांक उस तापक्रम को कहते हैं जिस तापक्रम पर द्रव के वाष्प का महत्तम दबाव वायुमण्डल के दबाव के बराबर होता है। इस से स्पष्ट मालूम होता है कि वायुमण्डल के दबाव के परिवर्तन से द्रव का क्वथनांक भी बदलता है।

जल विलायक के रूप में। अनेक घन, द्रव और गैसों को घुलाने की क्षमता जल में विद्यमान है। इस गुण के कारण ही जल प्राकृतिक अवस्था में शुद्ध नहीं पाया जाता। कांच ऐसा कठोर पदार्थ भी जल में कुछ न कुछ घुल जाता है। इस से बिलकुल शुद्ध जल प्लाटिनम धातु के पात्र में ही तैयार होता और रखा जाता है।

घनों की विलेयता। अनेक घन जल में घुलते हैं और अनेक नहीं। जो घुलते हैं उन्हे विलेय कहते हैं और जो नहीं घुलते उन्हें अविलेय। जो विलेय हैं वे कितना घुलते हैं यह उनकी प्रकृति और घुलाने की अवस्था पर निर्भर करता है। नमक, शोरा, कसीस और तूतिये सदृश घन जल में स्वच्छन्दता से घुल जाते हैं। कालसियम सल्फ़ेट और चूना सदृश घन जल में कम घुलते हैं। लोहा, बालू, गन्धक, रबड़ और कपूर जल में प्रायः अविलेय हैं। जो जल में अविलेय हैं वे अन्य द्रव में घुल सकते हैं और नहीं

भी घुल सकते । गन्धक जल में अविलेय है किन्तु कार्बन डाइ-सल्फ़ाइड में घुल जाता है । कपूर जल में अविलेय है किन्तु अलकोहल में घुल जाता है ।

जो घन घुलते हैं उन के घुलने की एक सीमा होती है और यह सीमा तापक्रम पर निर्भर करती है । जब द्रव किसी घन को इतना घुला लेता कि अधिक नहीं घुल सकता तब ऐसे विलयन को **'संतृप्त विलयन'** कहते हैं। भिन्न भिन्न तापक्रम पर संतृप्त विलयन में विलेयता की मात्रा भिन्न भिन्न होती है । साधारणतः तापक्रम के बढ़ने से घनों की विलेय भी बढ़ती है किन्तु कुछ बहुत थोड़े ऐसे भी घन हैं जिनकी विलेयता उच्च तापक्रम पर निम्न तापक्रम से कम होती है । जिस विलयन में और भी घुलाने की क्षमता रहती है ऐसे विलयन को **'अतृप्त विलयन'** कहते हैं । किसी किसी घन से विशेष विशेष अवस्थाओं में ऐसा विलयन प्राप्त करते हैं जिन में संतृप्त विलयन के घन की मात्रा की अपेक्षा अधिक मात्रा उपस्थित रहती है । ऐसे विलयन को **'अतितृप्त विलयन'** कहते हैं । ऐसा विलयन साधारणतः स्थायी नहीं होता । इस से शीघ्रही विलीन घन अलग हो कर संतृप्त विलयन बन जाता है । कुछ ऐसे घन होते हैं जो विलयन से किसी विशिष्ट नियमित आकृति में पृथक् होते हैं । इन्हें मणिभ कहते हैं । ये घन मणिभ के रूप में अलग होते हैं । इस मणिभ के निकलने की क्रिया को मणिभीकरण कहते हैं । साधारणतः उच्च तापक्रम पर संतृप्त विलयन तयार कर उसे ठंढा करने से मणिभ बनते हैं । इस मणिभीकरण के द्वारा अनेक घन पदार्थ शोधित होते हैं । शोरा इसी विधि से शोधित होता है । जब इस मणिभीकरण को बार बार दुहराते हैं तब इसे आंशिक मणिभीकरण कहते हैं ।

अनेक मणिभ जब विलयन से अलग होते हैं तब जल के कुछ अंश को ले लेते हैं । गरम करने से यह जल उनसे निकाला जा सकता है किन्तु इसके निकालने से बहुधा उनका मणिभ रूप नष्ट हो जाता है और कभी कभी उन मणिभों के रंग भी नष्ट हो जाते हैं । तूतिये का जलीय बिलयन से मणिभीकरण करने पर सुन्दर नीला मणिभ प्राप्त होता है । इसे गरम करने से इसका जल निकल जाता और इस से इस का मणिभ रूप और नीला रंग दोनों नष्ट

हो जाते हैं। मणिभों के ऐसे जल को 'मणिभीकरण का जल' कहते हैं। ऐसा समझा जाता है कि यह जल रासायनिक रीति से उस पदार्थ के साथ मणिभों में संयुक्त है। फिटकरी, तूतिया, धोने वाला सोडा, और कसीस के मणिभों में मणिभीकरण का जल होता है।

सोडियम कार्बोनेट और सोडियम सल्फ़ेट के मणिभों को हवा में रखने से देखा जाता है कि इन मणिभों का जल धीरे धीरे निकल जाता है। इस से मणिभों का रूप नष्ट हो जाता और वे चूर चूर हो जाते हैं। ऐसी क्रिया को '**प्रस्फुरन**' कहते हैं। मणिभों का प्रस्फुरित होना वायुमण्डल की आर्द्रता पर निर्भर करता है।

इस के विपरीत कुछ पदार्थ ऐसे होते हैं जो हवा में रखने से हवा के जलवाष्प को ग्रहण कर लेते हैं। इस जल की मात्रा धीरे धीरे इतनी बढ़ जाती है कि सारा पदार्थ उस में घुलकर विलीन हो जाता है। ऐसी क्रिया को '**प्रस्वेदन**' कहते हैं। ज़िंक क्लोराइड और दाहक सोडा इस के उदाहरण हैं। ऐसे पदार्थों को '**प्रस्वेद्य**' कहते हैं।

द्रवों की विलेयता। केवल घन ही द्रव में नहीं घुलते वरन् एक द्रव भी दूसरे द्रव में घुलकर विलीन होता है। यदि अलकोहल और जल को मिलावें तब दोनों द्रव मिलकर एक हो जाते हैं। ऐसी दशा में हम कह सकते हैं कि अलकोहल जल में घुलता है वा जल अलकोहल में घुलता है। ग्लीसिरिन और जल भी इसी प्रकार एक दूसरे में सरलता से घुल जाते हैं। ऊपरोक्त द्रवों के परस्पर घुलने में एक विशिषता है जो घन पदार्थों के घुलने में नहीं देख पड़ती। वह विशेषता यह है कि ऊपरोक्त द्रवों को किसी भी मात्रा में लेकर मिलाने से वे परस्पर घुल जाते हैं। अलकोहल और जल, जल और ग्लीसिरिन सभी मात्रा में एक दूसरे में विलेय हैं। ऐसे द्रवों को 'परस्पर मिश्रणीय' कहते हैं।

इसके अतिरिक्त अनेक ऐसे द्रव हैं जो जल में घुलते तो हैं पर परस्पर मिश्रणीय नहीं हैं। यदि जल और ईथर को लेकर मिलावें तब देखेंगे कि ये दोनों द्रव जल और ग्लीसिरिन की नाईं मिलकर एक नहीं हो जाते वरन् इन

के दो अलग अलग स्तर विद्यमान रहते हैं। इन स्तरों के देखने से साधारणतः मालूम होता है कि एक स्तर जल का और दूसरा शुद्ध ईथर का है किन्तु ऐसा नहीं है। नीचला स्तर जल का अवश्य है किन्तु इस में ईथर का अंश भी घुला हुआ है। ऊपर का स्तर ईथर का निस्सन्देह है किन्तु इस में जल का अंश भी वर्तमान है। इन दोनों ईथर और जल के स्तरों को पृथक्कारी कीप द्वारा अलग कर सकते हैं। अब यदि श्वेत अनार्द्र तूतिये को ईथर में डालें तो तूतिये का रंग नीला हो जाता है। इससे सिद्ध होता है कि ईथर भाग में जलका अंश विद्यमान है। ईथर और जल एक दूसरे में घुलते अवश्य है किन्तु सभी मात्रा में नहीं। कुछ परिमित मात्रा में ही ये दोनों द्रव एक दूसरे में घुलते हैं। इस से यह भी मालूम होता है कि एक द्रव दूसरे द्रव में तभी मिश्रित हो सकता है जब वह उस में घुलता हो। इसलिये द्रवों के सम्बन्ध में मिश्रित होना वा सभी मात्रा में घुलना एक ही बात है। साधारणतः जब किसी द्रव के साथ अधिक जल मिला रहता है तब कहते हैं कि अमुक द्रव तनु है। जिस गन्धकाम्ल में अधिक जल मिला रहता है उसे तनु गन्धकाम्ल कहते हैं। जिस द्रव में जल का अंश कम होता है उसे समाहृत कहते हैं जैसे समाहृत गन्धकाम्ल, समाहृत अलकोहल।

सभी द्रव एक दूसरे में घुलते नहीं। तेल जल में घुलता नहीं। तेल और जल को यदि कुछ देर तक मिलाया जाय तब वे परस्पर ऐसे मिल जाते हैं कि मिलाना बन्द कर देने पर भी कछ समय तक वे अलग नहीं होते। देखने से इसका रंग भी पानी और तेल के रंग से भिन्न होता है। तेल और जल का यह मिश्रण दुध सा होता है। ऐसे मिश्रण को पयस्य कहते हैं।

गैसों की विलेयता। घन और द्रव की नाईं गैसें भी जल में घुलती हैं। अमोनिया, हाइड्रोक्लोरिक अम्ल गैस और सल्फ़र डाइ-आक्साइड सदृश गैसें जल में बहुत अधिक विलेय हैं। नाइट्रोजन, हाइड्रोजन, और आक्सिजन थोड़े थोड़े घुलते हैं। गैसों में तापक्रम के बढ़ने से विलेयता बढ़ती नहीं वरन् कम होती है। एक आयतन जल का निम्न गैसों को भिन्न भिन्न तापक्रम और ७६० मम. दबाव पर इस प्रकार घुलाता है।

	०° श	१०° श	२०° श
हाइड्रोजन	०·०१९ आयतन	०·०१९ आयतन	०·०१९ आयतन
आक्सिजन	०·०४१ ,,	०·०३३ ,,	०·०२३ ,,
नाइट्रोजन	०·०२० ,,	०·०१६ ,,	०·०१४ ,,
कार्बन डाइ-आक्साइड	१·७९९ ,,	१·१८५ ,,	०·९०१ ,,
गन्धक डाइ-आक्साइड	७९·८ ,,	५६·६ ,,	३९·४ ,,
हाइड्रोक्लोरिक अम्ल	५०३·० ,,	४७५·० ,,	४४४·० ,,
अमोनिया	१०४९·६ ,,	८१२·६ ,,	६५४·० ,,

गैसों की विलेयता पर दबाव का क्या प्रभाव पड़ता है इस का पहले-पहल हेनरी ने पता लगाया था। अतः यह 'हेनरी का नियम' कहा जाता है। यह नियम गैसों की विलेयता और उसके दबाव के सम्बन्ध को सूचित करता है।

हेनरी का नियम। किसी गैस की तौल जो किसी विशिष्ट द्रवके एकांक आयतन में घुलती है उस गैस के दबाव के अनुपात में होती है।

१ घ. सम. जल ०° श पर कार्बन डाइ-आक्साइड की निम्न तौलों को भिन्न भिन्न दबाव पर घुलाता है।

१	वायुमण्डल	के दबाव पर	०·०३५६ ग्राम
२	,,	,,	०·०७१३ ,,
४	,,	,,	०·१४२६ ,,
$\frac{१}{२}$	,,	,,	०·०१७८ ,,

मिश्रित गैसों की विलेयता। ०° श और प्रमाण दबाव पर एक लिटर जल में २० घ. सम. नाइट्रोजन का घुलता है। अब यदि इस में एक दूसरी गैस आक्सिजन मिला दें तो नाइट्रोजन की विलेयता कम हो जाती है।

जो कुछ नाइट्रोजन इस में घुलता है उस का आयतन नाइट्रोजन गैस के दबाव के अनुपात में होता है । इसी प्रकार आक्सिजन की विलेयता भी कम हो जाती है और इसका विलीन आयतन भी इसके दबाव के अनुपात में होता है। इस नियम को 'डाल्टन के आंशिक दबाव का नियम' कहते हैं। इस प्रकार जब मिश्रित गैसें जल वा अन्य किसी द्रव में घुलती हैं तब किसी विशेष गैस की विलेयता (१) उस गैस की अपनी विलेयता पर और (२) उस गैस के अपने दबाव पर निर्भर करती है।

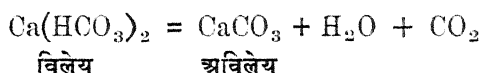
जल की कठोरता। ऐसा देखा जाता है कि किसी जल में साबुन से फेन शीघ्र उत्पन्न हो जाता है और किसी में देर से। जिस जल से फेन देर में उत्पन्न होता है उस जल के ऊपर तैरती हुई मैलें देख पड़ती है। जिस जल से फेन शीघ्र उत्पन्न होता है उसे 'हलका वा मृदु जल' और जिस जल से फेन देर में बनता है उसे 'कठोर जल' कहते हैं। जल की यह मृदुता और कठोरता उस में घुले हुये पदार्थों के अनुसार होती है। जल की कठोरता विशेषतः कालसियम के बाइ-कार्बनेट और सल्फ़ेट, मैगनीसियम के बाइ-कार्बनेट, सल्फ़ेट और क्लोराइड और सोडियम क्लोराइड के रहने से होती है।

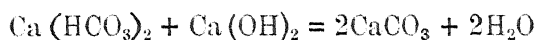
साबुन सोडियम वा पोटासियम और एक विशेष प्रकार के कार्बनिक अम्लों का लवण है। ये लवण जल में विलेय होते हैं। साबुन का विलयन जब जल में डाला जाता है तब कालसियम और मैगनीसियम के लवणों और साबुन के बीच क्रिया होती है। जिस से कालसियम वा मैगनीसियम और कार्बनिक अम्लों का अविलेय लवण मैल के रूप में निकल जाता है। इस रासायनिक क्रिया के कारण ही तब तक फेन नहीं बनता जब तक कालसियम वा मैगनीसियम के धुले हुये लवण जल से कार्बनिक अम्लों के अविलेय लवण बन कर निकल नहीं जाते। सोडियम क्लोराइड से जो कठोरता होती है वह दूसरे प्रकार की होती है। थोड़ी मात्रा में सोडियम क्लोराइड से जल की कठोरता नहीं होती क्योंकि सोडियम और कार्बनिक अम्लों के लवण विलेय होते हैं किन्तु अधिक मात्रा में सोडियम क्लोराइड के रहने से ऐसे जल में साबुन कम घुलता है। साबुन की विलेयता अधिक सोडियम क्लोराइड के कारण घट

जाती है। कालसियम और मैगनीसियम कार्बनेट स्वयं जल में अविलेय हैं। अतः इसके रहने से जल की कठोरता नहीं होती किन्तु जब ये हवा से कार्बन डाइ-आक्साइड का शोषण कर कालसियम वा मैगनीसियम बाइ-कार्बनेट बन जाते हैं तब ये बाइ-कार्बनेट जल में घुलकर उसे कठोर बना देते हैं।

जल की कठोरता दो प्रकार की होती है एक को अस्थायी और दूसरे को स्थायी कठोरता कहते हैं।

अस्थायी कठोरता। जो कठोरता केवल जल के उबालने से दूर हो जाती है उसे अस्थायी कठोरता कहते। इस प्रकार उबालने से कुछ घन जल से अलग हो जाते हैं और वह जल कुछ हलका हो जाता है। यहां जो क्रिया होती है वह यह है। कालसियम बाइ-कार्बनेट वा मैगनीसियम बाइ-कार्बनेट को गरम करने से इन का कार्बन डाइ-आक्साइड कुछ निकल जाता है और इस प्रकार बाइ-कार्बनेट सामान्य कार्बनेट में परिणत हो जाते हैं। अविलेय होने के कारण यह सामान्य कार्बनेट जल से अलग हो जाते हैं। इस क्रिया का समीकरण यह है :—

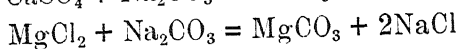
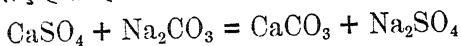
$$\underset{\text{विलेय}}{Ca(HCO_3)_2} = \underset{\text{अविलेय}}{CaCO_3} + H_2O + CO_2$$

मैगनीसियम बाइ-कार्बनेट के साथ भी यही क्रिया होती है। इन बाइ-कार्बोनेटों के कारण ही जल की 'अस्थायी' कठोरता होती है और उबालने से यह कठोरता दूर हो जाती है। एक दूसरी विधि से भी, चूना डालने से, अस्थायी कठोरता दूर की जा सकती है, बाइ-कार्बनेटों के साथ यह चूना इस प्रकार कार्य कर के बाइ-कार्बनेटों को सामान्य कार्बनेटों में परिणत कर देता है।

$$Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 = 2CaCO_3 + 2H_2O$$

इस प्रकार चूने के द्वारा अस्थायी कठोरता के दूर करने की विधि को 'क्लार्क की विधि' कहते हैं।

स्थायी कठोरता। जल की स्थायी कठोरता कालसियम वा मैगनीसियम बाइ-कार्बनेटों के स्थानमें इनके अन्य यौगिकों की उपस्थिति से होती है।

इसे स्थायी इस लिये कहते हैं कि यह उबालने से दूर नहीं होती। इस स्थायी कठोरता के कारण प्रधानतः कालसियम सल्फ़ेट, मैगनीसियम सल्फ़ेट, और मैगनीसियम क्लोराइड हैं। यह कठोरता सोडियम कार्बनेट के द्वारा दूर हो जाती है।

कालसियम सल्फ़ेट, मैगनीसियम क्लोराइड और सोडियम कार्बनेट के बीच निम्न क्रियाएं होती हैं:—

$$CaSO_4 + Na_2CO_3 = CaCO_3 + Na_2SO_4$$
$$MgCl_2 + Na_2CO_3 = MgCO_3 + 2NaCl$$

इन क्रियाओं से कालसियम और मैगनीसियम के लवण कार्बनेट के रूप में अविलेय होने से जल से अलग हो जाते हैं। सोडियम कार्बनेट के द्वारा अस्थायी कठोरता भी दूर हो जाती है। इस प्रकार जल की कठोरता दूर करने को 'जल का मृदुकरण' भी कहते हैं।

कठोर जल अनेक कार्यों के लिये हानिकारक होते हैं। वाष्प बनाने के लिये बायलर में इस का व्यवहार नहीं कर सकते क्योंकि इस के व्यवहार से बायलर की भीतरी तह पर स्तर बन जाता है जिससे पात्र का समावेशन कम हो जाता और दीवालों की ताप-चालकता बहुत कुछ घट जाती है जिस से बायलर शीघ्र ही निकम्मा हो जाता है। धोने के लिये ऐसा पानी प्रयुक्त नहीं हो सकता क्योंकि इस में अधिक साबुन खर्च होता है। इन कारणों से कठोर जल को इन कामों के लिये मृदुकरण की आवश्यकता होती है।

कठोरता का माप। जल की कठोरता निम्न रीति से मापी जाती है। साबुन का एक प्रमाण विलयन तैयार करते हैं। साधारणतः एक लिटर जल में १० ग्राम सोडियम ओलीएट वा कास्टाइल साबुन घुलाकर यह प्रमाण विलयन तैयार किया जाता है। यदि ऐसे विलयन को बहुत समय तक रखने की ज़रूरत होती है तब इस जल में मेथिलित स्पिरिट मिलाकर तब एक लिटर बनाते हैं। साधारणतः ६५० घ. सम. जल में ३५० घ. सम. मेथिलित स्पिरिट डालकर प्रमाण विलयन तैयार करते हैं। इस साबुन के प्रमाण विलयन को बुरेट में रखते हैं। जिस जल की कठोरता नापनी होती है उसका ५० घ. सम. आयतन

पीपेट से लेकर बुरेट से उस में साबुन का विलयन थोड़ा थोड़ा डालकर हिलाते हैं। इस प्रकार तब तक साबुन का विलयन उस में डालते हैं जब तक ऐसा फेन उत्पन्न नहीं हो जाता जो स्थिर छोड़ देने पर पांच मिन्ट तक टूटे नहीं। इस रीति से जल की सम्पूर्ण कठोरता मालूम हो जाती है। कुछ देर तक जल को उबालकर यदि उसकी कठोरता ऊपरोक्त रीतिसे निकाली जाय तो जलकी स्थायी कठोरता मालूम हो जाती है। सम्पूर्ण कठोरता से स्थायी कठोरता निकाल लेने पर अस्थायी कठोरता का ज्ञान हो जाता है। इस प्रकार कठोरता के माप से मालूम होता है कि समुद्र जल सब से अधिक कठोर होता है। उसके बाद कूप जल का स्थान आता है तब वर्षा जल और तब स्रावित जल का। स्रावित जल में प्रायः कठोरता होती ही नहीं। नदियों के जल की कठोरता भिन्न भिन्न दर्जे की होती है।

जल पर धातुओं की क्रिया। हाइड्रोजन प्रकरण में जल पर धातुओं की क्रिया का सविस्तर वर्णन हो चुका है। अतः इस सम्बन्ध में यहां फिर कुछ लिखने की आवश्यकता नहीं है।

जल की परीक्षा। निम्न रीति से जल को पहचान सकते हैं:—

१. अनार्द्र कापर सल्फ़ेट में जल की कुछ बूंदे डालने से इस का सफ़ेद रंग नीला हो जाता है।

२. पोटासियम के एक छोटे (चना बराबर) टुकड़े को जल पर डालने से पोटासियम और जल की क्रिया से हाइड्रोजन निकलकर जलने लगता है।

३. चूना-कली में जल डालने से वह गरम हो जाती और यदि जल की मात्रा थोड़ी होती है तो जल उबलने भी लगता है।

४. शुद्ध जल (१) रंगहीन, स्वादहीन, और गन्धहीन द्रव हैं (२) ०° श पर जम कर बरफ़ बन जाता, (३) ७६० मम. दबाव पर १००° श पर उबलता है। जिस द्रव में ये गुण विद्यमान हों वह जल ही हो सकता है और कुछ नहीं।

५. शुद्ध जल के द्वारा (१) सिल्वर नाइट्रेट के (२) बेरियम क्लोराइड के (३) चूना के पानी के और (४) नेसलर के, विलयन से किसी प्रकार का अवक्षेप या रंग नहीं उत्पन्न होता।

अभ्यासार्थ प्रश्न ।

१. निम्न शब्दों की उदाहरण के साथ व्याख्या करो :—

(१) विलायक, (२) विलयन, (३) संतृप्त विलयन, (४) अतृप्त विलयन, (५) अतितृप्त विलयन, (६) मणिभीकरण का जल, (७) प्रस्फुरण (८) प्रस्वेदन ।

२. कैसे प्रमाणित करोगे कि कोई दिया हुआ श्वेत चूर्ण जल में विलेय है या अविलेय ?

३. जल में नमक के विलयन से शुद्ध जल और शुद्ध नमक कैसे प्राप्त करोगे ? जिस उपकरण का प्रयोग करोगे उस का चित्र खींचो ।

४. खड़िया और सोहागे का मिश्रण तुम्हें दिया जाता है, इन दोनों को शुद्धावस्था में कैसे प्राप्त करोगे ?

५. लवण किसे कहते हैं ? उदाहरण के साथ इसे समझाओ ।

६. जल की कठोरता किसे कहते हैं ? स्थायी और अस्थायी कठोरता में क्या भेद है ? तुम इन दोनों को कैसे नापोगे ?

७. किन किन लवणों के कारण जल की स्थायी कठोरता और किन किन लवणों के कारण अस्थायी कठोरता होती है ? इन दोनों प्रकार की कठोरता को कैसे निर्धारित करोगे ?

८. कैसे प्रमाणित करोगे कि एक दिए हुए जल का नमूना शुद्ध जल का है ?

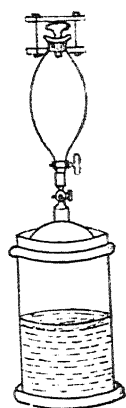
परिच्छेद १३

जल का संगठन ।

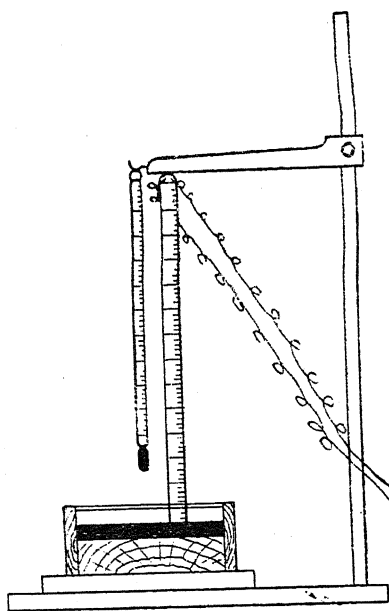
जल का संगठन दो विधियों से मालूम किया जा सकता है । एक तौल सम्बन्धी विधि से दूसरी आयतन सम्बन्धी विधि से । तौल सम्बन्धी विधि में कितनी तौल हाइड्रोजन की कितनी तौल आक्सिजन से संयुक्त है इस का ज्ञान प्राप्त होता है। आयतन सम्बन्धी विधि में कितना आयतन हाइड्रोजन का कितने आयतन आक्सिजन से संयुक्त है इसका ज्ञान होता है। इस अन्तिम विधि के फिर दो अन्तर्विभाग हैं । एक को संश्लेषण विधि और दूसरे को विश्लेषण विधि कहते हैं। विश्लेषण विधि में जल को विच्छेदित कर के हाइड्रोजन और आक्सिजन के आयतन का ज्ञान प्राप्त करते हैं । संश्लेषण विधि में हाइड्रोजन और आक्सिजन को संयुक्त कर जल बनाकर उनके आयतन का ज्ञान प्राप्त करते हैं।

आयतन सम्बन्धी संश्लेषण विधि। कवेन्डिश ने पहले-पहल जल के संगठन का ज्ञान प्राप्त किया था। उन की विधि बहुत साधारण थी। उन्होंने हाइड्रोजन के दो आयतन को आक्सिजन के एक आयतन के साथ मिलाकर, इस मिश्रण को एक पात्र में रखकर विद्युत् स्फुलिंग के द्वारा उन्हें संयुक्त किया था। इस प्रकार उन्होंने प्रमाणित किया कि हाइड्रोजन का दो आयतन आक्सिजन के एक आयतन के साथ संयुक्त हो जल बनता है।

चित्र ३०

आजकल जिस विधि का प्रयोग होता है वह सिद्धान्त में कवेन्डिश की विधि के समान ही है किन्तु इससे अधिक यथार्थ फल प्राप्त होता है और यह संशोधित विधि अन्य यौगिकों के संगठन का ज्ञान प्राप्त करने के लिये भी प्रयुक्त

हो सकती है। इस विधि को सब से पहले बुंसेन ने प्रयुक्त किया था।

इस विधि में प्रायः ७० सम. एक लम्बी कांच की नली की आवश्यकता होती है। इस नली पर मिलीमीटर के अङ्क अङ्कित रहने चाहिये। यह एक ओर बन्द और दूसरी ओर खुली हो। जिस ओर बन्द हो उस ओर प्लाटिनम के दो तार कांच में गलाकर जोड़े हुये हों ताकि इन तारों के द्वारा विद्युत्-स्फुलिंग गैसों के मिश्रण में उत्पन्न किया जा सके। ऐसी नली को 'गैस-मापक' कहते हैं क्योंकि इस के द्वारा गैसों का आयतन नापी जाती और उनकी प्रकृति का भी पता लगाया जाता है। इस नली को पारे से भरकर पारा भरी द्रोणी में औंधा देते हैं।

इस गैस-मापक में फिर इतना आक्सिजन प्रविष्ट कराते हैं कि इस गैस-मापक के सम्पूर्ण आयतन का प्रायः दशवां भाग इस गैस से भर जाय। इस आक्सिजन के आयतन को सावधानी से टांक लेते हैं। चूंकि गैसों का आयतन उन के तापक्रम और दबाव पर निर्भर करता है अतः गैस-मापक के निकट ताप-मापक रखकर उस का तापक्रम मालूम करते हैं। इस मापक की गैस का दबाव पारे के स्तम्भ के दबाव को वायुमण्डल के दबाव से निकालने से प्राप्त होता है। वायुमण्डल के दबाव को बैरोमीटर से प्राप्त करते हैं और पारद के स्तम्भ के दबाव को नली के पारदस्तम्भ की, द्रोणी के पारे

चित्र ३१

की तह से, ऊंचाई को सावधानी से मापकर प्राप्त करते हैं। इसप्रकार एक विशिष्ट

तापक्रम और दबाव पर आक्सिजन के आयतन को प्राप्त करते हैं। इस आयतन को तब प्रमाण तापक्रम और दबाव के आयतन में परिणत करते हैं अर्थात् ०° श और ७६० मम. दबाव के आयतन में परिणत करते हैं।

अब इस आक्सिजन में हाइड्रोजन प्रविष्ट कराते हैं। हाइड्रोजन का आयतन आक्सिजन के आयतन से चार या पांच गुना अधिक रखते हैं। इस हाइड्रोजन के प्रविष्ट कराने के बाद फिर तापक्रम और दबाव निकाल कर आक्सिजन और हाइड्रोजन के आयतन को प्रमाण तापक्रम और दबाव पर मालूम करते हैं। इससे हाइड्रोजनके आयतन का ठीक ठीक ज्ञान हो जाता है।

इस गैस-मापक नली के खुले मुंह को द्रोणी में एक रबड़ की गद्दी से दबाकर बन्द करते हैं। अब इस के दोनों प्लाटिनम तार को रूमकोर्फ़ वेष्टन के दो ध्रुवों से जोड़कर विद्युत्-स्फुलिंग उत्पन्न करते हैं। इस विद्युत-स्फुलिंग के द्वारा सारा आक्सिजन हाइड्रोजन के साथ मिलकर जल बन जाता है। चूंकि यह जल द्रवीभूत होकर बहुत थोड़ा स्थान ग्रहण कर लेता है अतः मापक की नली में आंशिक शून्य उत्पन्न होता है। मापक की नली के मुंह को रबड़ की गद्दी से हटाने से पारा प्रविष्ट करता है और इस से पारे के स्तम्भ का उत्सेद उठ जाता है। कुछ समय के बाद जब इस नली का तापक्रम कमरे के तापक्रम के बराबर हो जाय तब नली की बची हुई गैस का आयतन मालूम करो। इस आयतन को फिर प्रमाण तापक्रम और दबाव के आयतन में परिणत करो। इस प्रकार इस प्रयोग से निम्न अङ्क प्राप्त होते हैं।

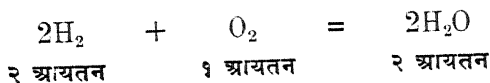
आक्सिजन का शोधित आयतन	१० घ. सम.
हाइड्रोजन प्रविष्ट कराने पर मिश्रित गैसों का शोधित आयतन	६० घ. सम.
बचे हुये हाइड्रोजन का शोधित आयतन	३० घ. सम.

चूंकि हाइड्रोजन और आक्सिजन का आयतन ६० घ.सम. है और इसमें आक्सिजन १० घ. सम. है। अतः हाइड्रोजन का शोधित आयतन ५० घ.सम. हुआ। इस ५० घ. सम. में ३० घ. सम. प्रयोग के अन्त में बच जाता है। अतः १० घ. सम. आक्सिजन के साथ २० घ. सम. हाइड्रोजन संयुक्त होकर जल बनता है।

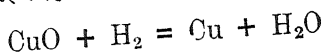
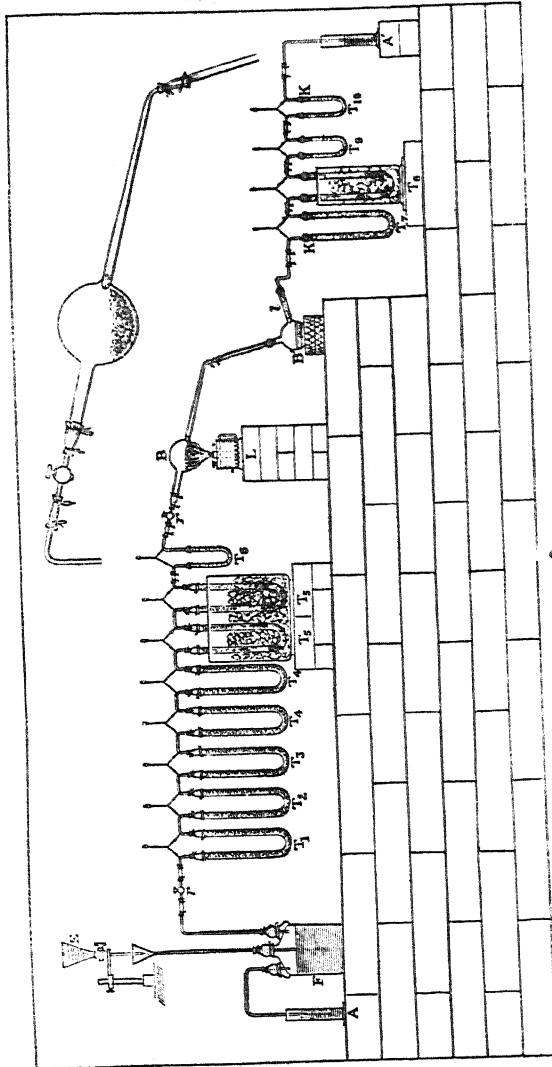
है। इस प्रकार यू-नली की इस भुजा को इतने उच्च तापक्रम पर रखते हैं कि हाइड्रोजन और आक्सिजन के संयोग से बना हुआ जल भाप के रूप में विद्यमान रहे।

अब यू-नली की इस बन्द भुजा में हाइड्रोजन और आक्सिजन के मिश्रण (अम्लीकृत जल के विद्युत विच्छेदन से प्राप्त) को प्रविष्ट कराओ। ऐमिल अलकोहल को शीघ्रता से उबालकर चौड़ी नली में ले जाओ ताकि यू-नली की भुजा का तापक्रम प्रायः १३०° श पहुंच जाय। अलकोहल का जो अंश द्रवीभूत हो जाय उसे नीचे के मार्ग से निकाल डालो। अलकोहल का भाप भी इसी मार्ग से बाहर निकलता है। इसे द्रवीभूत कर फिर द्रव अलकोहल में परिणत करते हैं। जब इस भुजा का तापक्रम स्थिर हो जाय तब यू-नली की दोनों भुजाओं में पारद के स्तम्भ का उत्सेद एक कर के गैस मिश्रण के आयतन को ठीक ठीक मालूम करो। अब रूमकोर्फ वेष्ठन द्वारा स्फुलिंग उत्पन्न कर के हाइड्रोजन को आक्सिजन के साथ संयुक्त होने के लिये छोड़ दो। खुली हुई भुजा में पारा डाल कर दोनों भुजाओं के पारे के स्तम्भ का उत्सेद एक करके भाप के आयतन को नापो। मिश्रित गैस के आयतन का $\frac{2}{3}$ भाग भाप का रह जाता है। अब भुजा में अलकोहल का भाप पहुंचाना बन्द कर इसे ठंढा करो। दूसरी भुजा में पारा डालने से बन्द भुजा का सारा भाग पारे से भर जाता है। इससे मालूम होता है कि हाइड्रोजन और आक्सिजन दोनों गैस पूर्ण रूप से समाप्त हो गई हैं। इस प्रयोग से मालूम होता है कि दो आयतन हाइड्रोजन का एक आयतन आक्सिजन के साथ मिलकर दो आयतन जलवाष्प का बनता है। यह सम्बन्ध निम्न समीकरण से प्रगट होता है।

$$2H_2 \quad + \quad O_2 \quad = \quad 2H_2O$$

२ आयतन   १ आयतन   २ आयतन

आयतन सम्बन्धी विश्लेषण विधि। इस विधि का वर्णन हाइड्रोजन प्रकरण में हो चुका है। यह विधि वोल्टमिटर के द्वारा होती है जिसका वर्णन ऊपर हो चुका है।

तौल सम्बन्धी विधि । अनेक आक्साइडों को हाइड्रोजन की धारा में
गरम करने से उन का आक्सिजन हाइड्रोजन के द्वारा खींच लिया जाता है
और वह आक्साइड धातु में लध्वीकृत हो जाता है। ताम्र के आक्साइड को
हाइड्रोजन की धारा में गरम करने से ताम्र के आक्साइड का आक्सिजन हाइ-
ड्रोजन के साथ मिलकर निम्न समीकरण के अनुसार जल बनता है।

$$CuO + H_2 = Cu + H_2O$$

यहां यदि आक्साइड से कितना आक्सिजन निकलता है और उस से
कितना जल बनता है इसका ज्ञान हो जाय तो जल से आक्सिजन की तौल
निकाल डालने से हाइड्रोजन की तौल का ज्ञान हो जाता है । इस प्रयोग के
लिये शुद्ध और बिलकुल शुष्क हाइड्रोजन चाहिये । ताम्र के आक्साइड की
तौल और इससे जो जल बनता है उसे इकट्ठा कर तौलने का प्रबन्ध होना
चाहिये । डूमा ने पहले-पहल निम्न रीति से यह प्रयोग किया था । यशद पर
गन्धकाम्ल की क्रिया से हाइड्रोजन तैयार किया था। ऐसा हाइड्रोजन शुद्ध
नहीं होता। अतः इस हाइड्रोजन को ८ यू-नलियों के द्वारा ले जाकर शुद्ध
किया था। पहली यू-नला में लेड नाइट्रेट $PbNO_3$ के विलयन से कांच के
टुकड़े को भिगो कर रखा था। इस से हाइड्रोजन सल्फ़ाइड दूर हो जाता है।
दूसरी यू-नली में सिल्वर सल्फ़ेट रखा था इस से आर्सैनिक हाइड्राइड और
फ़ास्फ़रस हाइड्राइड दूर हो जाते हैं। तीसरी नलीमें पोटासियम हाइड्राक्साइड
से भिंगोया हुआ कांचेका टुकड़ा और चौथी और पांचवी नलियों में घन पोटा-
सियम हाइड्राक्साइड रखा था। इसके द्वारा सल्फ़र डाइ-आक्साइड और कार्बन
डाइ-आक्साइड पूर्ण रूप से शोषित होजाते हैं। जल का कुछ अंश भी निकल
जाता है। छठीं और सातवीं नलियों में फ़ास्फ़रस पेन्टाक्साइड रखा था।
इस से जल पूर्ण रूप से शोषित हो निकल जाता है । आठवीं नली में भी
फ़ास्फ़रस पेन्टाक्साइड रखा था। इस नली को प्रयोग के पहले और पीछे
तौल कर देखते हैं कि जो हाइड्रोजन प्रयुक्त हुआ है वह बिलकुल सूखा था
वा नहीं। यदि हाइड्रोजन बिलकुल सूखा होता है तो इस नली की तौल में कोई

चित्र ३३
डूमा की विधि

अन्तर नहीं होता । यदि बिलकुल सूखा नहीं होता तो इसकी तौल बढ़
जाती है। इस दशा में इस प्रयोग को फिर दुहराते हैं।

बल्ब में ताम्र के आक्साइड को रखकर तौलते हैं । इसे एक ओर
ऊपरोक्त यू-नलियों से और दूसरी ओर एक दूसरे बल्ब से जोड़ देते हैं।
इस दूसरे बल्ब को भी प्रयोग के पहले और बाद में तौलते हैं । इस
बल्ब के साथ चार और यू-नलियां (९, १०, ११, १२) जोड़ी रहती हैं।
नवीं यू-नली में पोटासियम हाइड्राक्साइड रहता है । १०वीं, ११वीं, और
१२वीं नलियों में फ़ास्फ़रस पेन्टाक्साइड रहता है। आख़िरी यू-नली को यह
जानने के लिये रखते हैं कि सारा जल ९वीं, १०वीं, और ११वीं नलियों में
शोषित हो गया वा नहीं। यदि इस नली की तौल में अन्तर होता है तो इस
प्रयोग को फिर दुहराते हैं।

प्रयोग आरम्भ करने के पहले ताम्र के आक्साइड को गरम करते हैं। जब
यह गरम हो जाता है तब ऊपरोक्त रीति से शोधित हाइड्रोजन को इस पर ले
आते हैं। इस से ताम्र के आक्साइड के आक्सिजन के साथ हाइड्रोजन जल
बनकर अधिकांश बल्ब में द्रवीभूत हो जाता है और जो कुछ बच जाता
है वह पोटाश और फ़ास्फ़रस वाली नलियों में शोषित हो जाता है। प्रयोग
के अन्त में बल्बों और ९, १०, ११ यू-नलियों को तौलते हैं। पहले
बल्ब की तौल में जो कमी होती है उस से आक्सिजन की तौल का
ज्ञान होता है। दूसरे बल्ब और ९, १०, और ११ यू-नलियों की तौल में जो
वृद्धि होती है उससे जल की तौल का ज्ञान होता है।

इस प्रकार १९ प्रयोग करके डूमा ने यह निकाला कि ९४५·४३७ ग्राम
जल बनने में ८४०·१६१ ग्राम आक्सिजन लगता है अर्थात् १०० ग्राम जल
बनने में ८८·८६४ ग्राम आक्सिजन और ११·१३६ ग्राम हाइड्रोजन लगता
है वा २ ग्राम हाइड्रोजन १५·९६ ग्राम आक्सिजन से संयुक्त हो जल बनता है।

ऊपरोक्त प्रयोग आजकल अधिक सावधानी से किये गये हैं । इस से
मालूम होता है कि डूमा के अङ्क बिलकुल ठीक नहीं हैं । इन प्रयोगों से
पता लगता है कि वस्तुतः २ ग्राम हाइड्रोजन १५·८८ ग्राम आक्सिजन के

साथ मिलकर १७·८८ ग्राम जल बनता है वा १०० ग्राम जल में ८८·८१४ ग्राम आक्सिजन का और ११·१८६ ग्राम हाइड्रोजन का विद्यमान है।

अभ्यासार्थ प्रश्न।

१. कैसे प्रमाणित करोगे कि जल में हाइड्रोजन और आक्सिजन विद्यमान हैं? इस के लिये जो प्रयोग करोगे उस का सविस्तर वर्णन करो और जिस उपकरण का इसके लिये उपयोग करोगे उसका चित्र खींचो।

(कलकत्ता, १६१०)

२. किसी ऐसे प्रयोग का वर्णन करो जिस से मालूम हो कि हाइड्रोजन का २ आयतन आक्सिजन के १ आयतन के साथ मिलकर जल-वाष्प का २ आयतन बनता है।

(कलकत्ता, १६०६)

३. उस प्रयोग को पूर्ण रूप से वर्णन करो जिस से जल के तौल सम्बन्धी संगठन को निर्धारित कर सकते हो। यथार्थ फल की प्राप्ति के लिये जिस विशेष यत्न की आवश्यकता होती है उसे भी वर्णन करो। इस की आवश्यक गणनायें भी दो।

(कलकत्ता, १६२२)

परिच्छेद १४

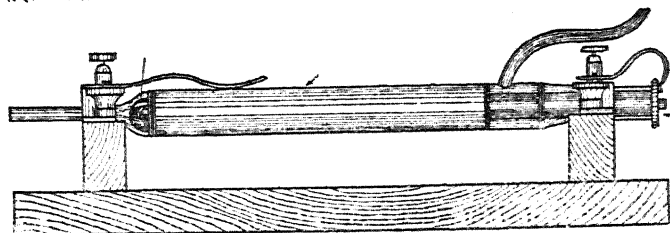
ओज़ोन ।

इतिहास । जहां बिजली की मशीनें कार्य्य करती हैं उस के आस पास एक विचित्र और विशेष प्रकार की गन्ध पाई जाती है । जिस स्थान पर बिजली गिरती है उस के आस पास भी ऐसी ही गन्ध पाई जाती है। १७८५ ई० में वान मारूम ने देखा कि विद्युत स्फुलिंग से आक्सिजन में भी यह गन्ध आ जाती है । १८४० ई० में शोनबाइन ने जल के विद्युत विच्छेदन से जो आक्सिजन तैयार किया उस में भी यह विशेष गन्ध पाई । इन्होंने इस विचित्र गन्धवाले पदार्थ का नाम ओज़ोन रखा । ओज़ोन शब्द का अर्थ गन्धवाला है। शोनबाइन ने इस का अध्ययन बड़ी सावधानी से किया और अन्य विधियों से इसे प्राप्त किया। अण्ड्रूज़, सोरेट और ब्राडी ने इस सम्बन्ध में जो अन्वेषण किये उससे ओज़ोन का ज्ञान बहुत कुछ विस्तृत हो गया ।

उपस्थिति । ओज़ोन बहुत थोड़ी मात्रा में वायुमण्डल में पाया जाता है। बसन्त ऋतु में इसकी मात्रा सब काल से अधिक और शीतकाल में सब कालों से कम हो जाती है । पहाड़ों और समुद्रों की वायुओं में इसकी मात्रा कुछ अधिक होती है ।

ओज़ोन तैयार करना । जल के विद्युत-विच्छेदन से जो आक्सिजन प्राप्त होता है उस में बहुत थोड़ा अंश ओज़ोन का अवश्य रहता है । पदार्थों विशेषतः फ़ास्फ़रस के मन्द आक्सीकरण से भी कुछ ओज़ोन बनता है। आक्सिजन को नील-लोहितोत्तर किरण में रखने से भी ओज़ोन पाया जाता है।

पोटासियम डाइ-क्रोमेट और पोटासियम परमैंगनेट पर गन्धकाम्ल की क्रिया से जो आक्सिजन प्राप्त होता है उस में भी कुछ ओज़ोन वर्तमान रहता है किन्तु अधिक सुविधा से सूखे आक्सिजन में निःशब्द विद्युत् विसर्ग के द्वारा

ओज़ोन प्राप्त होता है। इस काम के लिये सीमेन की ओज़ोन नली प्रयुक्त होती है। यह नली दो एककेन्द्रक कांच नलियों की बनी होती है। भीतरी नली की भीतरी तह टिन के पत्तरों से ढकी रहती है और यह

चित्र ३४

पत्तर संयोजक पेच से धातु द्वारा जुड़ा रहता है। बाहरी नली की बाहरी तह टिन के पत्तर से ढकी रहती है और धातु के द्वारा दूसरे संयोजक पेच से यह जुड़ा रहता है। ये दोनों तहें संयोजक पेच के द्वारा रूमकोर्फ़ वेष्ठन के ध्रुवों से जोड़ दी जाती है। एक मार्ग द्वारा शुष्क आक्सिजन प्रविष्ट करता है। यह आक्सिजन दोनों नलियों के बीच के स्थान से होकर बहता है। इन दोनों नलियों के बीच रूमकोर्फ़ वेष्ठन के द्वारा निःशब्द विद्युत् विसर्ग उत्पन्न किया जाता है। इसके द्वारा आक्सिजन का कुछ अंश ओज़ोन में परिणत हो जाता है। इस प्रकार आक्सिजन और ओज़ोन का मिश्रण प्राप्त होता है।

इस आक्सिजन में प्रतिशत १० भाग तक ओज़ोन का प्राप्त हो सकता है। ओज़ोन के तैयार करने में रबड़ के काग का व्यवहार नहीं करना चाहिये क्योंकि ओज़ोन की रबड़ पर क्रिया होती है।

ओज़ोन तैयार करने के इसी सिद्धान्त पर अनेक यन्त्र बने हैं जो बाज़ारों में बिकते हैं। इन्हें ओज़ोनाइज़र कहते हैं।

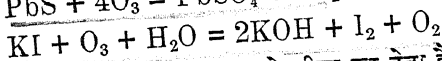
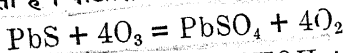
गुण। उपर्युक्त विधियों में से चाहे किसी विधि से ओज़ोन प्राप्त किया जाय उस में आक्सिजन अवश्य वर्तमान रहता है। अभी तक आक्सिजन से रहित ओज़ोन प्राप्त नहीं हुआ है। साधारणतः ओज़ोन मिश्रित आक्सिजन में

ओज़ोन की मात्रा प्रतिशत १० से अधिक नहीं होती किन्तु विशेष यत्न से ओज़ोन और आक्सिजन के मिश्रण में प्रतिशत ८० भाग तक ओज़ोन का प्राप्त किया जा सकता है। ओज़ोन मिश्रित आक्सिजन को ऐसी नली के भीतर से ले जाने से जो द्रव आक्सिजन से घिरी हुई है ओज़ोन द्रवीभूत होकर नीले द्रव में परिणत हो जाता है। यह द्रव −११०° श पर उबलता है और इस से नीली विस्फोटक गैस बनती है जिस गैस में प्रतिशत ८० भाग तक ओज़ोन के होने का अनुमान किया गया है।

थोड़ी मात्रा में भी ओज़ोन की गन्ध तीव्र और अरुचिकर होती है। इस के सूंघने से सिर में वेदना उत्पन्न होती है। श्लेष्मिक कला को यह आक्रान्त करता है। यह जल में कुछ कुछ घुलता है। इस विलयन की भी ओज़ोन सी ही गन्ध होती है।

ओज़ोन बहुत प्रबल आक्सीकारक है। यह सेन्द्रिय पदार्थों को आक्रान्त कर शीघ्र ही नष्ट कर देता है। इसी से रबड़ के काग इसमें प्रयुक्त नहीं होते। वानस्पतिक रंगों को भी यह शीघ्र ही नष्ट कर देता है। तैल सदृश वानस्पतिक पदार्थों के रंगों के दूर करने के लिये यह उपयुक्त होता है। अनेक धातुओं को भी यह आक्रान्त करता है। पारा सदृश धातु भी जिन पर साधारणतः आक्सिजन की कोई क्रिया नहीं होती इससे आक्रान्त होती है। ओज़ोन के संसर्ग में पारा शीघ्रही अपनी चञ्चलता को खो देता है और कांच के पात्रों की तहों पर चिपक जाता है। लेड सल्फ़ाइड PbS इस से लेड सल्फ़ेट $PbSO_4$ में परिणत हो जाता है। पोटासियम आयोडाइड से आयोडीन मुक्त होता है।

$$PbS + 4O_3 = PbSO_4 + 4O_2$$

$$KI + O_3 + H_2O = 2KOH + I_2 + O_2$$

यह मुक्त आयोडीन स्टार्च के काग़ज़ को नीला कर देता है। साधारणतः यह क्रिया ओज़ोन के अस्तित्व के जानने में प्रयुक्त होती चली आई है, किन्तु अब ज्ञात हुआ है कि यह विधि विश्वसनीय नहीं है क्योंकि ओज़ोन के सिवा अन्य पदार्थ भी (हाइड्रोजन पेराक्साइड और नाइट्रोजन पेराक्साइड) इसी प्रकार स्टार्च पोटासियम आयोडाइड के काग़ज़ को नीला कर देते हैं।

प्राय: २५०° श तक गरम करने से ओज़ोन आक्सिजन में परिणत हो जाता है। तारपीन के तेल, दालचीनी के तेल इत्यादि में ओज़ोन शोषित हो जाता है।

कुछ धातुओं के आक्साइड ओज़ोन को विच्छेदित कर देते हैं। मैंगनीज़ डाइ-आक्साइड, कापर आक्साइड, और सिल्वर आक्साइड इसके उदाहरण हैं। इन आक्साइडों में कोई परिवर्तन नहीं होता। केवल ओज़ोन स्वयं आक्सिजन में परिणत हो जाता है। ये क्रियाएं साधारणतः 'प्रवर्तन की क्रियाएं' समझी जाती हैं।

ओज़ोन का संगठन। ओज़ोन क्या है इस सम्बन्ध में अनेक समय तक बाद विवाद होता रहा है। अब यह निश्चित रूप से सिद्ध हो गया है कि यह आक्सिजन का रूपान्तर है क्योंकि बिलकुल शुद्ध आक्सिजन से यह प्राप्त हो सकता है और गरम करने से यह फिर शुद्ध आक्सिजन में ही परिणत हो जाता है।

शुद्ध आक्सिजन के कुछ अंश को निःशब्द विद्युत् विसर्ग के द्वारा ओज़ोन में परिणत करो। इस ओज़ोनघटित आक्सिजन का आयतन घट जाता है। निम्न उदाहरण द्वारा यह बात सरलता से समझी जा सकती है कि इस ओज़ोन घटित आक्सिजन में कितना ओज़ोन विद्यमान है। १० घ. सम. ओज़ोन घटित आक्सिजन को गरम करने से यह ११ घ. सम. हो जाता है और दूसरे १० घ.सम. को तारपीन के तेल में डालने से यह ८ घ.सम. हो जाता है। इससे स्पष्ट मालूम होता है कि १० घ. सम. ओज़ोन-घटित आक्सिजन में २ घ. सम. ओज़ोन का है और यह गरम करने से ३ घ. सम. आक्सिजन में परिणत हो जाता है।

अतः २ आयतन ओज़ोन का ३ आयतन आक्सिजन में परिणत हो जाता है। वा २ अणु ओज़ोन का ३ अणु आक्सिजन में परिणत हो जाता है।

किन्तु ३ अणु आक्सिजन में ६ परमाणु आक्सिजन के विद्यमान हैं।

अतः ओज़ोन के २ अणु में आक्सिजन के ६ परमाणु विद्यमान हैं।
वा ओज़ोन के १ अणु में ,, ३ ,, ,, ।
अतः ओज़ोन का अणु O_3 है।

गैसों का व्यापन। ऐसा देखा जाता है कि भिन्न भिन्न घनत्व के दो गैसों को साथ साथ रखने से वे परस्पर मिल जाते हैं। हाइड्रोजन एक बहुत हलकी गैस है। कार्बन डाइ-आक्साइड हाइड्रोजन की अपेक्षा बहुत भारी होता है। दो गैस जारों में इन गैसों को भरकर हाइड्रोजन वाले जार का मुंह नीचा करके और कार्बन डाइ-आक्साइड वाले जार का मुंह ऊपर करके दोनों के मुंह को मिलाकर कुछ समय तक छोड़ देने से देखते हैं कि हाइड्रोजन और कार्बन डाइ-आक्साइड दोनों पूर्ण रूप से मिल जाते है। हलका होने पर भी हाइड्रोजन ऊपर से नीचे चला आता है और भारी होने पर भी कार्बन डाइ-आक्साइड नीचे से ऊपर चला जाता है। इस प्रकार गैसों के परस्पर मिश्रित होने के व्यापार को '**गैसीय व्यापन**' कहते हैं। भिन्न भिन्न गैसें भिन्न भिन्न मात्राक्रमों में फैलती हैं। अनेक गैसों के व्यापन के क्रमों को नापकर ग्राहम ऐसे सिद्धान्त पर पहुंचे हैं जिन्हें 'ग्राहम के गैसीय व्यापन का नियम' कहते हैं। यह नियम यह है :—

"गैसों के व्यापन का आपेक्षिक क्रम उन गैसों के घनत्व के वर्गमूल का उत्क्रमानुपाती होता है"।

ग्राहम के गैसीय व्यापन के नियम के अनुसार भी ओज़ोन के सूत्र O_3 की जांच हुई है और उस से यह O_3 ठीक मालूम होता है। आक्सिजन से यह डेढ़गुना भारी पाया गया है।

रूपान्तरता। अनेक तत्त्व ऐसे हैं जो दो वा दो से अधिक रूपों में पाये जाते हैं। इन रूपान्तरों के भौतिक गुण तो अलग अलग होते ही है किन्तु इनके रासायनिक गुणों में भी कुछ कुछ भिन्नता होती है। इन में जो रूप कम सामान्य होता है उसे अधिक सामान्य वाले रूप का रूपान्तर कहते हैं। ओज़ोन आक्सिजन का रूपान्तर है, आक्सिजन ओज़ोन का रूपान्तर नहीं।

हीरा कार्बन का रूपान्तर है, कार्बन हीरा का नहीं। तत्त्वों के इन भिन्न भिन्न रूपों में रहने के गुण को 'रूपान्तरता' कहते हैं।

जब एक तत्त्व एक रूप से दूसरे रूप में परिणत होता है तब ताप-परिवर्तन—गरमी का क्षेपण वा गरमी का शोषण—अवश्य होता है। आक्सिजन जब ओज़ोन में परिणत होता है तब यह २९६०० कलारी ताप शोषण करता है। ओज़ोन जब आक्सिजन में फिर परिणत हो जाता है तब इस २९६०० कलारी ताप को निकाल डालता है। जो पदार्थ इस प्रकार बाहर से गरमी लेकर बनते हैं वे सरलता से विच्छेदित भी हो जाते हैं और इस विच्छेदन से उनका ताप निकल जाता है। इस से मालूम हो जाता है कि ओज़ोन इतना सक्रिय क्यों है। जब यह विच्छेदित होता है तब उससे एक अणु और एक परमाणु आक्सिजन का बनता है। इस क्रिया में २९६०० कलारी ताप भी निकलता है। आक्सिजन का परमाणु इसके अणु से अधिक सक्रिय होता है। यह आक्सिजन का परमाणु इस के संसर्ग में रहने वाले पदार्थों पर उपर्युक्त कारणों से आक्रमण करता है और उन के अभाव में यह परस्पर मिलकर आक्सिजन का साधारण अणु बन जाता है।

अभ्यासार्थ प्रश्न।

१. ओज़ोन कैसे प्राप्त किया जाता है? इस के मुख्य मुख्य गुणों का वर्णन करो।

२. ओज़ोन-घटित आक्सिजन और सामान्य आक्सिजन में (१) बिना किसी प्रतिकारक के प्रयोग के, (२) रासायनिक प्रतिकारकों के प्रयोग से, कैसे विभेद करोगे?

३. किन प्रयोगों से प्रमाणित करोगे कि आक्सिजन से अधिक सक्रिय ओज़ोन होता है?

४. रूपान्तरता किसे कहते हैं? उदाहरण के साथ समझाओ।

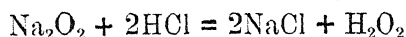
परिच्छेद १५

हाइड्रोजन पेराक्साइड, H_2O_2

उपस्थिति। बहुत थोड़ी मात्रा में हाइड्रोजन पेराक्साइड वर्षा के जल और बरफ़ में पाया जाता है। हाइड्रोजन के जलने से जो जल बनता है उस में भी कुछ हाइड्रोजन पेराक्साइड रहता है। फ़ास्फ़रस के मन्द आक्सीकरण से यह थोड़ी मात्रा में बनता है। नील लोहितोतर किरण द्वारा जल हाइड्रोजन पेराक्साइड और हाइड्रोजन में कुछ कुछ परिणत हो जाता है। आर्द्र ईथर को सूर्य प्रकाश में रखने से कुछ हाइड्रोजन पेराक्साइड बनता है।

तैयार करना। क्षारीय धातुओं और क्षारीय मिट्टी की धातुओं के पेराक्साइड पर तनु अम्लों की क्रिया से यह बनता है। इसके लिये प्रधानतः बेरियम पेराक्साइड वा सोडियम पेराक्साइड का व्यवहार होता है।

जब सोडियम पेराक्साइड और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल का प्रयोग होता है तब क्रिया इस प्रकार होती है।

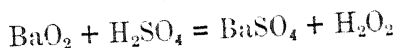
$$Na_2O_2 + 2HCl = 2NaCl + H_2O_2$$

यहां हाइड्रोजन पेराक्साइड के जलीय विलयन के साथ नमक का विलयन भी रहता है और सरलता से अलग नहीं किया जा सकता।

यदि सोडियम पेराक्साइड के स्थान में पोटासियम पेराक्साइड और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के स्थान में टार्टरिक अम्ल का ठंढे में प्रयोग हो तो इस जलीय विलयन से अधिकांश पोटासियम टार्टेट अलग हो जाता है, और हाइड्रोजन पेराक्साइड का जलीय विलयन जिस में लवण की मात्रा कम होती है प्राप्त होता है।

शुद्ध हाइड्रोजन पेराक्साइड बेरियम पेराक्साइड और अम्ल की क्रिया से प्राप्त होता है। यहां कार्बनिक अम्ल वा हाइड्रोक्लोरिक अम्ल वा गन्धकाम्ल

वा फ़ास्फ़रिक अम्ल प्रयुक्त हो सकता है। साधारणतः कार्बनिक अम्ल वा हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के द्वारा यह तैयार होता है। गन्धकाम्ल के प्रयोग से हाइड्रोजन पेराक्साइड की मात्रा कम प्राप्त होती है किन्तु इसका प्रयोग अधिक सुविधा जनक होता है। क्योंकि बेरियम पेराक्साइड पर गन्धकाम्ल की क्रिया से अविलेय बेरियम सल्फ़ेट बनता है जो हाइड्रोजन पेराक्साइड के जलीय विलयन से सरलता से अलग हो जाता है।

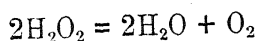
प्रयोग २०—तनु गन्धकाम्ल को बीकर में रखकर हिमीकरण मिश्रण में ठंढा करो। अब बेरियम पेराक्साइड और जल की लेई बनाकर उस को भी हिमीकरण मिश्रण में ठंढा करो। जब यह पर्याप्त ठंढा हो जाय तब तनु गन्धकाम्ल को धीरे धीरे उस पर डालो और बार बार हिलाते जाओ। इस प्रकार बेरियम सल्फ़ेट और हाइड्रोजन पेराक्साइड बनता है।

$$BaO_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + H_2O_2$$

यह बेरियम सल्फ़ेट अविलेय होने के कारण शीघ्र ही द्रव से अलग हो जाता है। यहां बेरियम पेराक्साइड की मात्रा अधिक नहीं रहनी चाहिये नहीं तो इस से हाइड्रोजन पेराक्साइड विच्छेदित हो जाता है। अच्छा तो यह होता है कि अम्ल के संयोजन तुल्य मात्रा बेरियम पेराक्साइड की हो और अम्ल के शेष अंश को बेरियम कार्बनेट डालकर दूर करें। बेरियम सल्फ़ेट और बेरियम कार्बनेट को निःस्यन्दन द्वारा अलग कर लेते हैं और जलीय विलयन के जल को जल-उष्मक पर गरम करके उड़ा देते हैं। यहां जल-उष्मक का तापक्रम ७५° श से ऊपर नहीं होना चाहिये। जल के अवशिष्ट भाग को कम दबाव पर—प्रायः १० मम. दबाव पर—निकाल डालते हैं और तब स्वयं हाइड्रोजन पेराक्साइड को स्रवित करते हैं। जल का अन्तिम लेश शून्य में गन्धकाम्ल पर सूखाने से निकल जाता है। इस प्रकार प्रायः शुद्ध हाइड्रोजन पेराक्साइड प्राप्त किया जा सकता है।

गुण। शुद्ध हाइड्रोजन पेराक्साइड गाढ़ा, सान्द्र द्रव होता है। पतले स्तरों में इस में कोई रंग नहीं होता किन्तु मोटे स्तरों में यह आसमानी रंग का

होता है। इस में कोई गन्ध नहीं होती किन्तु इसके जलीय विलयन का स्वाद तींता और धातु सा होता है। द्रव हाइड्रोजन पेराक्साइड के स्पर्श से चमड़े में फफोड़े पड़ जाते हैं।

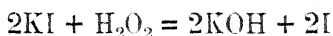
शुद्ध हाइड्रोजन पेराक्साइड निम्न तापक्रम पर स्थायी होता है किन्तु गरम करने से, विशेषत: साधारण दबाव पर, जल और आक्सिजन में शीघ्र ही विच्छेदित हो जाता है।

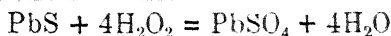
$$2H_2O_2 = 2H_2O + O_2$$

इसके जलीय विलयन को उबालने से आक्सिजन बड़ी शीघ्रता से निकलता है। शुद्ध हाइड्रोजन पेराक्साइड को गरम करने से तो विस्फोटन के साथ विच्छेदन होता है किन्तु कम दबाव पर गरम करने से यह विच्छेदित नहीं होता वरन् शुद्ध रूप में स्रवित हो जाता है। २६ मम. दबाव पर यह ६७°–६८° श पर उबलता है। बहुत ठंढा करने से यह मणिभ बन जाता है। इसके सूई सदृश मणिभ –२° श पर पिघलते हैं। यह सभी मात्रा में जल में विलेय होता है। जलीय विलयन में थोड़ा अलकोहल वा ईथर डालने से बहुत समय तक यह स्थायी रखा जा सकता है अन्यथा धीरे धीरे विच्छेदित हो जाता है। जलीय विलयन का समाहरण आक्सिजन के आयतन की मात्रा के द्वारा सूचित किया जाता है। यदि १ घ. सम. विलयन से विच्छेदित होने पर १० घ. सम आक्सिजन निकलता है तब ऐसे विलयन को '१० आयतन बिलयन' कहते हैं। यदि १० घ. सम. आक्सिजन के स्थान में २० वा ३० घ. सम. आक्सिजन निकलता है तब ऐसे विलयन को क्रमशः '२० आयतन' वा '३० आयतन विलयन' कहते हैं। हाइड्रोजन पेराक्साइड का ३ प्रतिशत विलयन (अर्थात् १०० ग्राम जलीय विलयन में ३ ग्राम हाइड्रोजन पेराक्साइड) प्रायः '१० आयतन विलयन' के, ६ प्रतिशत विलयन प्रायः २० आयतन विलयन के, और ३० प्रतिशत विलयन प्रायः १०० आयतन विलयन के बराबर होता है। हाइड्रोजन पेराक्साइड का सब से समाहृत विलयन जो बाज़ारों में बिकता है वह ३० प्रतिशत विलयन होता है। इस विलयन को 'परहाइड्रोल' कहते हैं। यह जैसे ऊपर कहा जा चुका

है प्रायः १०० आयतन विलयन के बराबर होता है ।

स्पर्श से विच्छेदन । धूलकणों के द्वारा शुद्ध हाइड्रोजन पेराक्साइड बहुत जल्द विच्छेदित हो जाता है । काले प्लाटिनम के स्पर्श से तो विस्फोटन होता है । चांदी, स्वर्ण और अन्य धातुओं के चूर्ण से भी इस का शीघ्र ही विच्छेदन हो जाता है । इस से धातुओं में कोई परिवर्तन नहीं होता इस से मालूम होता है कि विच्छेदन की ये क्रियाएं केवल प्रवर्तक क्रियाएं हैं । साधारणतः रूखड़ी तहों से हाइड्रोजन पेराक्साइड विच्छेदित हो जाता है ।

आक्सीकरण गुण । हाइड्रोजन पेराक्साइड में प्रवल आक्सीकरण का गुण होता है क्योंकि यह सरलता से आक्सिजन के एक परमाणु को निकाल डालता है । इसके द्वारा पोटासियम आयोडाइड से आयोडीन मुक्त होता है ।

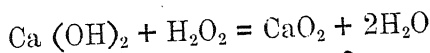
$$2KI + H_2O_2 = 2KOH + 2I$$

इस मुक्त आयोडीन की स्टार्च के द्वारा परीक्षा की जा सकती है । यह आयोडीन मुक्त होने की क्रिया फ़ेरस सल्फ़ेट की उपस्थिति में अधिक शीघ्रता से होती है । यह काले लेड सल्फ़ाइड (PbS) को सफ़ेद लेड सल्फ़ेट ($PbSO_4$) में परिणत कर देता है ।

$$PbS + 4H_2O_2 = PbSO_4 + 4H_2O$$

तैल चित्रों में सीस के लवण का व्यवहार होता है । समय के व्यतीत होने से ये सीस के लवण धीरे धीरे काले हो जाते हैं । काले होने का कारण यह है कि ये सीस के लवण लेड सल्फ़ाइड में परिणत हो जाते हैं । ऐसे काले चित्रों को हाइड्रोजन पेराक्साइड के विलयन में डूबाने वा उस से धोने से उन का काला रंग दूर हो जाता और वे फिर पहले के ऐसे हो जाते हैं क्योंकि ऐसा करने से काला लेड सल्फ़ाइड सफ़ेद लेड सल्फ़ेट में परिणत हो जाता है ।

हाइड्रोजन पेराक्साइड में अनेक वानस्पतिक और जान्तव रंगों के दूर करने की क्षमता विद्यमान है । नीले लिटमस का रंग इस से दूर हो जाता है। इन रंगों के दूर करने के कारण ही हाइड्रोजन पेराक्साइड रेशम, हाथीदांत,

पक्षियों के परों, दांतों और बालों के रंगों को दूर करने के लिये उपयुक्त होता है। साधारणतः जिन वस्तुओं के विरञ्जन करने में अधिक प्रबल विरञ्जक पदार्थों से हानि होती है उनके लिये हाइड्रोजन पेराक्साइड का व्यवहार होता है। चूंकि इस के विच्छेदन से केवल जल और आक्सिजन दोनों ही बिलकुल निर्दोष पदार्थ बनते हैं अतः यह कृमिनाशक के रूप में भी उपयुक्त होता है। ये दोनों ही गुण इसके आक्सीकरण क्रिया पर निर्भर करते हैं। यह रासायनिक विश्लेषण में भी सल्फ़ाइट को सल्फ़ेट में, फ़ेरस लवणों को फ़ेरिक लवणों में, नाइट्राइटों को नाइट्रेटों में परिणत करने के लिये उपयुक्त होता है।

पेराक्सीकरण गुण। कालसियम वा बेरियम हाइड्राक्साइड के विलयन में हाइड्रोजन पेराक्साइड के डालने से कालसियम वा बेरियम पेराक्साइड बन जाता है।

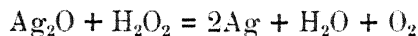
$$Ca(OH)_2 + H_2O_2 = CaO_2 + 2H_2O$$

इस प्रकार अनेक धातुओं का पेराक्साइड प्राप्त किया जा सकता है।

क्रोमिक अम्ल के साथ हाइड्रोजन पेराक्साइड का नीला विलयन बनता है। यह नीला पदार्थ जल की अपेक्षा ईथर में अधिक विलेय होता है। अतः निम्न रीति से यह क्रिया क्रोमिक अम्ल वा हाइड्रोजन पेराक्साइड का अस्तित्व मालूम करने के लिये प्रयुक्त हो सकती है।

प्रयोग २१—पोटासियम क्रोमेट के विलयनमें थोड़ा तनु गन्धकाम्ल डालो और फिर उस में थोड़ा ईथर डालकर खूब हिलाओ। अब इसमें उस विलयन को डालो जिस में हाइड्रोजन पेराक्साइड के होने की जांच करनी है। यदि उस विलयन में हाइड्रोजन पेराक्साइड विद्यमान है तो ईथरीय स्तर नीला हो जाता है अन्यथा नहीं।

लघ्वीकरण गुण। हाइड्रोजन पेराक्साइड की यह विशेषता है कि इस में दो प्रतिद्वन्दी गुण—आक्सीकरण और लघ्वीकरण के—विद्यमान हैं। यह आक्सीकारक और लघ्वीकारक दोनों होता है। जब यह सिल्वर आक्साइड के संसर्ग में आता है तब यह स्वयं जल में और सिल्वर आक्साइड को चांदी

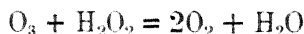
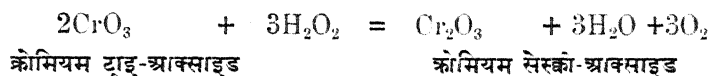
में लघ्वीकृत कर देता है।

$$Ag_2O + H_2O_2 = 2Ag + H_2O + O_2$$

इसी प्रकार इसके द्वारा ओज़ोन आक्सिजन में, मैंगनीज डाइ-आक्साइड मैंगनस आक्साइड में, क्रोमियम ट्राइ-आक्साइड क्रोमियम सेस्की-आक्साइड में परिणत हो जाता है।

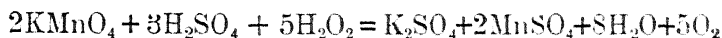
$$O_3 + H_2O_2 = 2O_2 + H_2O$$

$$MnO_2 + H_2O_2 = MnO + H_2O + O_2$$

मैंगनीज़ डाइ-आक्साइड मैंगनस आक्साइड

$$2CrO_3 + 3H_2O_2 = Cr_2O_3 + 3H_2O + 3O_2$$

क्रोमियम ट्राइ-आक्साइड क्रोमियम सेस्की-आक्साइड

पोटासियम परमैंगनट भी गन्धकाम्लिक विलयन में इसके द्वारा लघ्वीकृत हो जाता है। इससे परमैंगनेट का रंग दूर हो जाता है।

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 5H_2O_2 = K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O + 5O_2$$

हाइड्रोजन पेराक्साइड और ओज़ोन का विभेद। हाइड्रोजन पेराक्साइड और ओज़ोन दोनों ही पोटासियम आयोडाइड से आयोडीन मुक्त करते हैं। अतः केवल इस क्रिया से हाइड्रोजन पेराक्साइड और ओज़ोन का विभेद नहीं हो सकता। यदि फ़ेरस सल्फ़ेट की उपस्थिति में यह क्रिया हो तो हाइड्रोजन पेराक्साइड का अस्तित्व सूचित होता है क्योंकि फ़ेरस सल्फ़ेट की उपस्थिति में ओज़ोन के द्वारा पोटासियम आयोडाइड से आयोडीन मुक्त नहीं होता। क्रोमिक अम्ल वाला प्रयोग भी केवल हाइड्रोजन पेराक्साइड से ही होता है, ओज़ोन से नहीं। इन दोनों प्रयोगों से हाइड्रोजन पेराक्साइड और ओज़ोन में सरलता से विभेद किया जा सकता है।

हाइड्रोजन पेराक्साइड का संगठन। १८१८ ई० में थेनार्ड ने हाइड्रोजन पेराक्साइड का संगठन इस प्रकार निकाला था। हाइड्रोजन पेराक्साइड को एक छोटे बल्ब में रखकर तौला। इस बल्ब को पारे के ऊपर

एक अंशाङ्कित सिलिण्डर में रखकर बल्ब को तोड़कर हाइड्रोजन पेराक्साइड को मैगनीज़ डाइ-आक्साइड वा ताप के द्वारा विच्छेदित कर उस से जो आक्सिजन निकला उसका आयतन मापकर उसकी तौल निकाली। इस प्रकार हाइड्रोजन पेराक्साइड और आक्सिजन के बीच की तौल का सम्बन्ध मालूम हो गया। इससे ज्ञात हुआ कि ३४ भाग हाइड्रोजन पेराक्साइड से १६ भाग आक्सिजन का और शेष (३४–१६) वा १८ भाग जल का प्राप्त होता है अतः हाइड्रोजन पेराक्साइड में हाइड्रोजन और आक्सिजन के परमाणु की निष्पत्ति २ : २ है। अतः इसका सबसे साधारण सूत्र HO हुआ।

हाइड्रोजन पेराक्साइड को गरम करने से यह विच्छेदित हो जाता है अतः इसके वाष्प का आपेक्षिक घनत्व मालूम नहीं हो सकता किन्तु एक दूसरी रीति से इसका अणुभार निकाला जा सकता है। इस की ज्ञात मात्रा को जल में घुलाने से जल का हिमाङ्क नीचा हो जाता है। इस तापक्रम के नीचे होने की मात्रा से हाइड्रोजन पेराक्साइड का अणुभार निकाला जा सकता है। इससे मालूम होता है कि हाइड्रोजन पेराक्साइड का अणुभार ३४ है। चूंकि हाइड्रोजन का परमाणुभार १ और आक्सिजन का १६ है अतः इस का सूत्र H_2O_2 हुआ।

इसका चित्र सूत्र इस प्रकार H–O–O–H वा HO–OH वा

$$\begin{matrix} HO \\ | \\ HO \end{matrix}$$

लिखा जा सकता है।

अभ्यासार्थ प्रश्न।

१. हाइड्रोजन पेराक्साइड के रसायन का वर्णन करो।

(बम्बई, १९१६)

२. शुद्ध रूप में हाइड्रोजन पेराक्साइड कैसे तैयार किया जाता है? इस के गुण और उपयोग क्या क्या हैं?

२७° श और ७५० मम. दबाव पर १५२० घ. सम. आक्सिजन प्राप्त करने के लिये '१० आयतन' सूचक पत्र लगे हुये हाइड्रोजन पेराक्साइड की कितनी आवश्यकता होगी ?

(बम्बई १६२२)

३. हाइड्रोजन पेराक्साइड कैसे तैयार होता है ? इस की क्रिया (१) पोटासियम आयोडाइड (२) लेड सल्फ़ाइड (३) मैंगनीज़ डाइ-आक्साइड (४) सिल्वर आक्साइड पर क्या होती है ?

४. 'हाइड्रोजन पेराक्साइड आक्सीकारक और लघ्वीकारक दोनों होता है' इस कथन को उदाहरण के साथ समझाओ।

५. हाइड्रोजन पेराक्साइड और ओज़ोन में कैसे विभेद करोगे ?

६. कैसे प्रमाणित करोगे कि हाइड्रोजन पेराक्साइड का सूत्र H_2O_2 है ?

परिच्छेद १६

हैलोजन

फ्लोरीन, क्लोरीन, ब्रोमीन और आयोडीन, इन चारों तत्त्वों और इन के यौगिकों के अध्ययन से सहज ही मालूम हो जाता है कि ये चारों तत्त्व एक ही प्राकृतिक समुदाय के अंग हैं। इन तत्त्वों के बीच की समानता दो रीतियों से देखी जा सकती है। एक तो इन के गुणों के सादृश्य से और दूसरे इन के गुणों के नियमित क्रम में शनैः शनैः परिवर्तन से। इन तत्त्वों का तुलनात्मक अध्ययन इस प्रकरण के अन्त में किया जायगा।

फ्लोरीन।

संकेत F, परमाणुभार १६

इतिहास। फ्लोरीन का आविष्कार डेवी के द्वारा १८१३ ई० में हुआ था। हाइड्रोफ्लोरिक अम्ल में हाइड्रोजन के साथ एक दूसरा नया तत्त्व मिला हुआ है, यहां तक उन्होंने पता लगाया था और इस नये तत्त्व को मुक्त करने की निष्फल चेष्टाएं भी की थीं। हाइड्रोफ्लोरिक अम्ल के जलीय विलयन को विद्युत्-विच्छेदन के द्वारा विच्छेदित करने से उन्हें हाइड्रोजन और एक नये तत्त्व के स्थान में आक्सिजन प्राप्त हुआ था। अधिक समाहृत विलयन के उपयोग से मालूम हुआ कि विलयन अधिकाधिक समाहृत होने से उस की विद्युत्-चालकता कम होती चली जाती है। अनार्द्र हाइड्रोफ्लोरिक अम्ल में विद्युत्-चालकता का बिलकुल अभाव पाया गया। गेलूसक और थेनार्ड ने भी इसी प्रकार के निष्फल प्रयोग किये। डेवी ने इस के उपरान्त क्लोरीन के द्वारा यौगिकों से इसे मुक्त करने की निष्फल चेष्टाएं की।

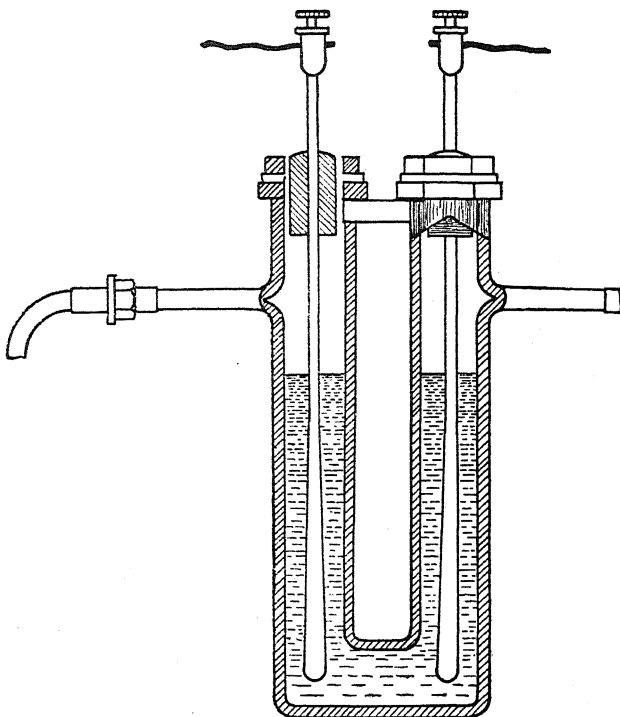
१८८६ ई० में मोयासन ने फ्लोरीन प्राप्त करने में सफलता प्राप्त की।

उन्होंने देखा कि अनार्द्र हाइड्रोफ्लोरिक अम्ल को हाइड्रोजन पोटासियम फ्लोराइड (KHF_2) में घुलाने से वह विद्युत्-चालक हो जाता है । ऐसे विलयन को प्लाटिनम यू-नली में विद्युतद्वारा विच्छेदित कर मोयासन ने पहले-पहल फ्लोरीन प्राप्त किया था। चूंकि यह तत्त्व कांच को आक्रान्त करता है इसी से बहुत समय तक इसका आविष्कार न हो सका।

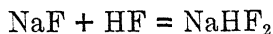
उपस्थिति। फ़्लोरीन मुक्तावस्था में नहीं पाया जाता । इस के अनेक यौगिक प्रकृति में पाये जाते हैं। कालसियम फ़्लोराइड (CaF_2 फ्लोरस्पार) इसका एक प्रधान यौगिक है जो अनेक स्थानों में बड़ी तादाद में पाया जाता है। फ़्लोरीन के दूसरे खनिज क्रायोलाइट (Na_3AlF_6) और एपेटाइट हैं। अनेक नदियों के जलों में भी फ़्लोरीन पाया जाता है। जन्तुओं के रक्त, हड्डियों, दांतों, दिमागों, और दूधों में यह अवश्य वर्तमान रहता है।

तैयार करना। जिस उपकरण में मोयासन ने फ़्लोरीन तैयार किया था उसका चित्र यहां दिया हुआ है । इस चित्र में प्लाटिनम और इरीडियम मिश्रधातु की यू-नली बनी हुई है। शुद्ध प्लाटिनम धातु की नली से प्लाटिनम और इरीडियम मिश्रधातु की नली अच्छी होती है क्योंकि शुद्ध प्लाटिनम की अपेक्षा इस मिश्रधातु पर फ्लोरीन की क्रिया कम होती है । इस यू-नली की दोनों ओर पार्श्वनलिकायें लगी हुई है जिनके द्वारा विद्युत-विच्छेदन का क्रिया-फल बाहर निकलता है। इस यू-नली की डांट फ़्लोरस्पार की बनी होती है। इस डांटके द्वारा विद्युत् के विद्युतद्वार प्रवेश करते हैं। ये विद्युतद्वार भी प्लाटिनम इरीडियम मिश्रधातु के बने होते हैं और नीचे की ओर अधिक चौड़े होते हैं। यू-नली का $\frac{2}{3}$ भाग पोटासियम हाइड्रोजन फ़्लोराइड (१ भाग) और अनार्द्र हाइड्रोफ्लोराइड (५ भाग) के मिश्रण से भरा जाता है । चूंकि हाइड्रोजन फ्लोराइड बहुत वाष्पशील है अत: इसे उड़ने से बचाने के लिये उबलते हुये मेथिल क्लोराइड के ठंढक पर, -२३° श पर, इस यू-नली को रखते हैं।

प्राय: २५ बुंसेन विद्युत्-घटों से विद्युत् ले जाने पर ऋण विद्युतद्वार पर हाइड्रोजन और धन विद्युतद्वार पर फ़्लोरीन मुक्त हो निकलता है। इस फ्लोरीन को

पहले उबलते मेथिल क्लोराइड में डुबाये हुये प्लाटिनम सर्पिल में ले जाते हैं

चित्र ३५

जहां अधिकांश हाइडोफ़्लोरिक अम्ल द्रवीभूत हो जाता है । शेष बचे हुये हाइडोफ्लोरिक अम्ल को प्लाटिनम नलीमें रखे सोडियम फ़्लोराइड पर ले जाते हैं जहां निम्न क्रियाके अनुसार सारा हाइड्रोफ्लोरिक अम्ल शोषित हो जाता है ।

$$NaF + HF = NaHF_2$$

इस प्रकार शोधित फ़्लोरीन को स्थानापत्ति द्वारा प्लाटिनम पात्र में इकट्ठा करते हैं ।

अब पता लगा है कि ताम्र को फ्लोरीन बहुत धीरे धीरे आक्रान्त करता है। अतः फ्लोरीन को तैयार करके एकत्रित करने में ताम्र का पात्र भी उपयुक्त हो सकता है। ताम्र के पात्रों के उपयोग से फ्लोरीन के तैयार करने का मूल्य बहुत कुछ घट गया है।

गुण। फ्लोरीन हलकी, पीली गैस है। यह श्लेष्मिक कला को आक्रान्त करता है। यह हवा से भारी होता है। इसके वाष्प का आपेक्षिक घनत्व १९ है अतः इस का अणुभार ३८ हुआ। चूंकि इसका परमाणुभार १९ है इस से इस गैस के एक अणु में दो परमाणु (F_2) उपस्थित रहते हैं।

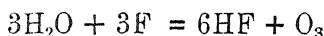
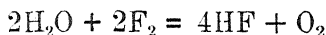
सब तत्वों से अधिक यह सक्रिय होता है। साधारण तापक्रम भी अनेक पदार्थों को यह विस्फोटन के साथ आक्रान्त करता है। आक्सिजन को और आर्गन समुदाय के निष्क्रिय तात्त्विक गैसों को छोड़कर अन्य सब तत्त्वों से यह संयुक्त होता है। हाइड्रोजन के साथ तो अंधेरे में भी विस्फोटन के साथ संयुक्त होता है।

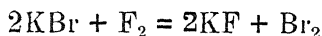
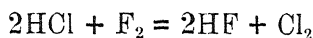
साधारण तापक्रम पर फ्लोरीन पोटासियम क्लोराइड से क्लोरीन को मुक्त करता है। गन्धक इस में शीघ्रही पिघल जाता और जलने लगता है। आयो-डीन, फ़ास्फरस, अन्टीमनी, सिलिकन, बोरन इत्यादि तत्त्व इसमें तीव्र प्रकाश के साथ जलते हैं। कजली और कोयले भी इस में स्वयं जलने लगते हैं। सोडियम, पोटासियम, मैगनीसियम, पारा इत्यादि धातुएं इस के द्वारा बड़ी तीव्रता से आक्रान्त होती हैं किन्तु ताम्र, स्वर्ण और प्लाटिनम अधिक प्रति-रोधक होते हैं। कार्बनिक पदार्थ इससे शीघ्रही आक्रान्त होते और अधिकांश जलने लगते हैं।

-१८७° श पर पीले चञ्चल द्रव में द्रवीभूत हो जाता है। यह द्रव भी गैस के समान ही सक्रिय होता है। द्रव हाइड्रोजन से यह तीव्र विस्फोटन के साथ संयुक्त होता है किन्तु आयोडीन के साथ संयुक्त नहीं होता। -२२३° श पर यह हलके पीले घन में घनीभूत हो जाता है। -२५२° श पर यह श्वेत घन में परिणत हो जाता है।

साधारण तापक्रम पर निम्न समीकरण के अनुसार जल पर इस की क्रिया

होती और इस से आक्सिजन और ओज़ोन दोनों बनते हैं।

$$2H_2O + 2F_2 = 4HF + O_2$$
$$3H_2O + 3F = 6HF + O_3$$

अन्य हैलोजनीय यौगिकों को यह शीघ्रही विच्छेदित कर देता है। हाइड्रो-क्लोरिक अम्ल से क्लोरीन और पोटासियम ब्रोमाइड से ब्रोमीन निकलता है।

$$2HCl + F_2 = 2HF + Cl_2$$
$$2KBr + F_2 = 2KF + Br_2$$

अमोनिया, सिलिका, हाइड्रोजन सल्फ़ाइड, सल्फ़र डाइ-आक्साइड ये सब ही इससे शीघ्रता से विच्छेदित हो जाते हैं।

कांच को यह तीव्रता से आक्रान्त करता है। इसी से इसके तैयार करने में कांच के पात्र काम में नहीं लाये जाते।

क्लोरीन।

संकेत Cl, परमाणुभार ३५·४५

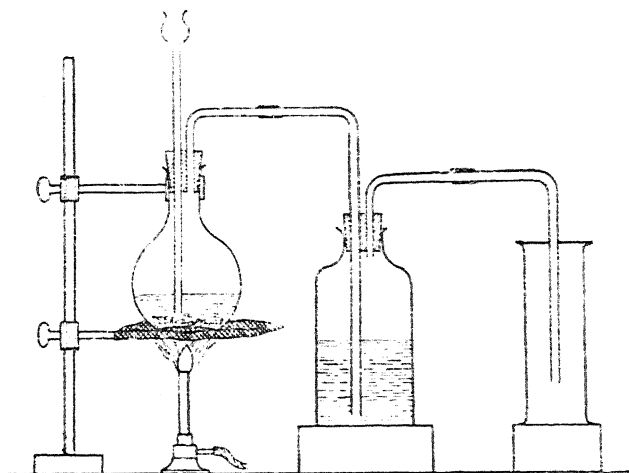
इतिहास। क्लोरीन का आविष्कार शील ने १७७४ ई० में किया था। हाइड्रोक्लोरिक अम्ल पर मैंगनीज़ डाइ-आक्साइड की क्रिया से पहले-पहल यह तैयार हुआ। १८१० ई० तक यह एक यौगिक समझा जाता था। डेवी ने पहले-पहल प्रमाणित किया कि क्लोरीन यौगिक नहीं है। हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में आक्सिजन नहीं है इसे प्रमाणित करने का श्रेय भी डेवी को हीं प्राप्त है। अब तक लोगों की धारणा थी कि आक्सिजन अम्लों का एक आवश्यकीय अवयव है किन्तु डेवी की खोज से यह निर्मूल सिद्ध हुई।

उपस्थिति। क्लोरीन मुक्तावस्था में नहीं पाया जाता, यौगिक के रूप में यह बहुतायत से प्राप्त होता है। सामान्य लवण—नमक—इसका सब से महत्वपूर्ण यौगिक है। यह अनेक देशों में खानों में पाया जाता है। समुद्रजल में इस की पर्याप्त मात्रा रहती है। पोटासियम क्लोराइड और मैगनीसियम

क्लोराइड के विस्तृत निःक्षेप जर्मनी के स्टासफ़र्ट स्थान में पाये गये हैं।

तैयार करना। प्रयोगशालाओं में हाइड्रोक्लोरिक अम्ल पर पोटासियम परमैंगनेट वा मैंगनीज़ डाइ-आक्साइड की आक्सीकरण क्रिया से क्लोरीन तैयार किया जाता है। इस क्रिया का समीकरण यह है :—

$$4HCl + MnO_2 = MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2$$

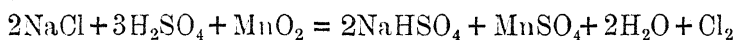
प्रयोग २२—एक फ्लास्क लो, इस में प्रायः २५ ग्राम मैंगनीज़ डाइ-आक्साइड रखकर समाहृत हाइड्रोक्लोरिक अम्ल से ढक दो। इस फ्लास्क में दो छेद वाला रबड़ का एक काग लगा दो। कागके एक छेदमें रक्षणकीप लगी

चित्र ३६

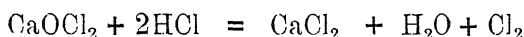
हो और दूसरे छेद में दोनों ओर समकोण मुड़ी हुई कांच की नली। इस नली का दूसरा छोर धावक बोतल में प्रवेश करता हो। इस बोतल में थोड़ा जल रखो। इस बोतल से एक निकास नली गैस जार में जाती हो जिस में उर्ध्वस्थानापत्ति द्वारा क्लोरीन इकट्ठा किया जा सके। चूंकि क्लोरीन हवा से भारी होता है अतः यह उर्ध्वस्थानापत्ति द्वारा इकट्ठा किया जा सकता है।

जल वा पारा पर यह इकट्ठा नहीं किया जा सकता क्योंकि यह जल में विलेय होता है और पारा को आक्रान्त करता है। नमक के समाहृत विलयन पर भी यह इकट्ठा किया जा सकता है क्योंकि ऐसे विलयन में यह बहुत कम घुलता है।

अब मैंगनीज़ डाइ-आक्साइडवाले फ्लास्क को कीलक द्वारा आधार पर लटका दो। इस फ्लास्क को धीरे धीरे गरम करो। हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के साथ मिली हुई क्लोरीन गैस निकलती है। थोड़ी देर तक क्लोरीन और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल दोनों धावक बोतल में घुल जाते हैं किन्तु जब धावक बोतल का जल क्लोरीन से संतृप्त हो जाता है तब केवल हाइड्रोक्लोरिक अम्ल घुलता है क्योंकि यह जल में बहुत अधिक विलेय होता है और क्लोरीन हाइड्रोक्लोरिक अम्ल से मुक्त हो गैसजार में इकट्ठा होता है। बिलकुल शुष्क क्लोरीन प्राप्त करने के लिये इकट्ठा करने के पहले एक वा दो गन्धकाम्ल के धावक बोतल के द्वारा गैस को ले जाना चाहिये।

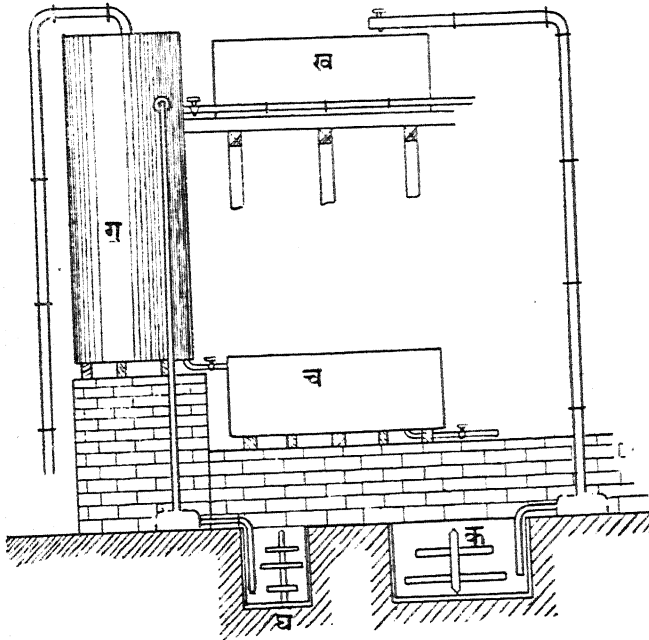
हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के स्थान में नमक और गन्धकाम्ल के प्रयोग से भी ऊपर की भांति क्लोरीन प्राप्त किया जा सकता है। यहां नमक पर गन्धकाम्ल की क्रिया से हाइड्रोक्लोरिक अम्ल बनता है और यह मैंगनीज़ डाइ-आक्साइड के द्वारा आक्सीकृत हो क्लोरीन निकालता है।

$$2NaCl + 3H_2SO_4 + MnO_2 = 2NaHSO_4 + MnSO_4 + 2H_2O + Cl_2$$

ब्लीचिंग पाउडर के छोटे छोटे टुकड़ों पर तनु हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की क्रिया से बड़ी सुविधा से साधारण तापक्रम पर थोड़ी मात्रा में क्लोरीन प्राप्त हो सकता है।

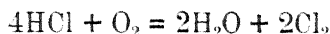
$$\underset{\text{ब्लीचिंग पाउडर}}{CaOCl_2} + 2HCl = \underset{\text{काल. क्लोराइड}}{CaCl_2} + H_2O + Cl_2$$

क्लोरीन का निर्माण। बड़ी तादाद में अनेक रीति से क्लोरीन का निर्माण होता है। उन में वेल्डन विधि, डीकन विधि और विद्युत्-विश्लेषण विधि मुख्य हैं।

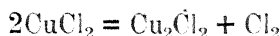
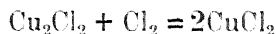
वेल्डन विधि। हाइड्रोक्लोरिक अम्ल और मैंगनीज़ डाइ-आक्साइड से जब क्लोरीन प्राप्त होता है तब इस विधि में मैंगनीज़ क्लोराइड विलयन में रह जाता है। वस्तुतः वेल्डन विधि इस मैंगनीज़ क्लोराइड को इस रूप में परिणत करती है कि यह फिर हाइड्रोक्लोरिक अम्ल को आक्सीकृत करने के लिये प्रयुक्त हो सके। इस विधि का संक्षिप्त वर्णन यह है :—

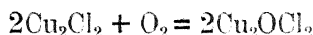
भपके के (जिसमें हाइड्रोक्लोरिक अम्ल और मैंगनीज़ डाइ-आक्साइड के द्वारा क्लोरीन तैयार हुआ है) विलयनावशेष को खड़िया वा चूना-पत्थर के चूर्ण क साथ बड़े बड़े चहबच्चों वा कूपों में पूर्ण रूप से मथते हैं। ऐसे एक

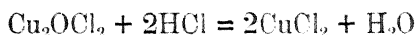
चित्र ३७

कूप का चित्र 'क' यहां दिया हुआ है। इस क्रिया से मुक्त अम्ल का निराकरण हो जाता और लोहा हाइड्राक्साइड के रूप में अवक्षिप्त हो जाता है। ऐसा उदासीन विलयन, जिस में मैंगनीज़ क्लोराइड और कालसियम क्लोराइड विद्यमान हैं, बड़े बड़े चहबच्चों में पम्प किया जाता है और वहां स्थिर होने के लिये छोड़ दिया जाता है। ऐसा स्थिर करने का एक पात्र 'ख' चित्र में दिया हुआ है। नली द्वारा स्वच्छ विलयन यहां से इस प्रकार खींच लिया जाता है कि पात्र के तल में बैठे हुए तलछट में किसी प्रकार का क्षोभ उत्पन्न न हो। यह विलयन तब आक्सीकारक 'ग' में प्रवेश करता है। यह आक्सीकारक चिपटे पेंदे का लोहे का एक बेलन होता है जो ऊपर की ओर खुला हुआ होता। इस आक्सीकारक में एक दूसरे चहबच्चे 'घ' से, जहां चूना और जल मथा जा रहा है, चूने का दूध पम्प किया जाता है। इस चूने के दूध की मात्रा मैंगनीज़ को मैंगनस हाइड्राक्साइड [$Mn(OH)_2$] के रूप में अवक्षिप्त करने के लिये आवश्यकता से अधिक होनी चाहिये। इस मैंगनस हाइड्राक्साइड और कालसियम हाइड्राक्साइड के आस्रसन में और थोड़ी मात्रा में कालसियम क्लोराइड के विलयन में सम्पीड़ित वायु की धारा को नली द्वारा आक्सीकारक के पेंदे से प्रवेश कराते हैं। वहां यह वायु छोटे छोटे छिद्रों के द्वारा सारे आक्सीकारक में फैल जाती है। इस प्रकार मैंगनीज़ आक्सीकृत हो प्रधानतः कालसियम मैंगनाइट $CaOMnO_2$ वा $CaMnO_3$ में परिणत हो जाता है। 'ख' चहबच्चे से और विलयन डालने और जलवाष्प के प्रवेश कराने से आक्सीकारक का तापक्रम बढ़ जाता है जिस से कालसियम मैंगनाइट का कुछ अंश $CaO_2\,MnO_2$ में परिणत हो जाता है। जब यह क्रिया समाप्त हो जाती है तब आक्सीकारक का सारा सामान चहबच्चों की पंक्तियों में जिन्हें 'मिट्टी-थिरायक' कहते हैं स्थिर होने के लिये ढाल दिया हुआ है। क्रिया-फल यहां पतली काली मिट्टी के रूप में जम जाता है। इस मिट्टी को वेल्डन की मिट्टी कहते हैं। इन थिरायकों से निकाल कर यह मिट्टी क्लोरीन के भपके में रखी जाती है जहां हाइड्रोक्लोरिक अम्ल से यह पुनः क्लोरीन तैयार करती है।

डीकन की विधि। इस विधि में वायु के आक्सिजन के द्वारा हाइड्रो-क्लोरिक अम्ल आक्सीकृत होता है। उच्च तापक्रम पर हाइड्रोजन क्लोराइड और आक्सीजन के केवल संसर्ग से कुछ क्लोरीन और जल प्राप्त होता है।

$$4HCl + O_2 = 2H_2O + 2Cl_2$$

किन्तु कुछ पदार्थों की उपस्थिति में यह विच्छेदन बड़ी शीघ्रता से होता है। ऐसे पदार्थ साधारणतः प्रवर्तक होते हैं और यह क्रिया अवश्य प्रवर्तन की है। डीकन की विधि में क्यूप्रस क्लोराइड प्रवर्तक के रूप में उपयुक्त होता है। ऐसा समझा जाता है कि क्यूप्रस क्लोराइड हाइड्रोक्लोरिक अम्ल से क्लोरीन को लेकर क्यूप्रिक क्लोराइड में परिणत हो जाता है और यह क्यूप्रिक क्लोराइड फिर क्यूप्रस क्लोराइड और क्लोरीन में विच्छेदित हो जाता है।

$$Cu_2Cl_2 + Cl_2 = 2CuCl_2$$
$$2CuCl_2 = Cu_2Cl_2 + Cl_2$$

यह क्यूप्रस क्लोराइड तब आक्सिजन के साथ संयुक्त हो कापर-आक्सी-क्लोराइड में परिणत हो जाता है।

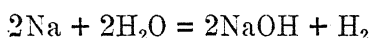
$$2Cu_2Cl_2 + O_2 = 2Cu_2OCl_2$$

हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के द्वारा यह आक्सीक्लोराइड फिर क्यूप्रिक क्लोराइड में परिणत हो जाता है।

$$Cu_2OCl_2 + 2HCl = 2CuCl_2 + H_2O$$

इस प्रकार यह क्रिया-चक्र बराबर चलता रहता है। चूंकि यह क्यूप्रिक क्लोराइड वायु के आक्सिजन को हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के हाइड्रोजन के पास ले जाता है अतः इसे 'आक्सिजन वाहक' भी कहते हैं। बड़ी मात्रा में यह कार्य्य इस प्रकार सम्पादित होता है।

ईंट के छोटे छोटे टुकड़ों को क्यूप्रस क्लोराइड के विलयन में डुबाकर एक नल में रखते हैं। इस नल को प्रायः ४००° श तक गरम करके उस पर हाइड्रोक्लोरिक अम्ल गैस (४ आयतन) और वायु (१ आयतन) का मिश्रण

ले जाते हैं। इस प्रकार हाइड्रोक्लोरिक अम्ल पर आक्सिजन की क्रिया होकर उस नल से निकली हुई गैसों में क्लोरीन और नाइट्रोजन अधिक मात्रा में और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल गैस, जलवाष्प, और आक्सिजन कम मात्रा में विद्यमान रहते हैं। इस क्लोरीन से ब्लीचिंग पाउडर बनाने के पूर्व हाइड्रो-क्लोरिक अम्ल और जलवाष्प को दूर कर लेना आवश्यक है। गन्धकाम्ल में होकर ले जाने से जल दूर हो जाता है और पत्थर के टुकड़ों से भरे मीनार में बेल्डन् मिट्टी के डालने से हाइड्रोक्लोरिक अम्ल क्लोरीन में परिणत हो जाता है।

विद्युत्-विच्छेदन विधि। आजकल अधिकांश क्लोरीन इसी विधि से तैयार होता है। वस्तुत: सोडा के निर्माण में क्लोरीन एक उपयोगी उप-फल है। सोडियम क्लोराइड के जलीय विलयन में विद्युत्-चालन से सोडियम क्लोराइड सोडियम और क्लोरीन में विच्छेदित हो जाता है। ऋण द्वार पर क्लोरीन और धन द्वार पर सोडियम मुक्त होते हैं। जल के साथ यह सोडियम हाइड्राक्साइड में परिणत हो जाता है और उस से हाइड्रोजन निकलता है।

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$$

इस से धन द्वार पर सोडियम के स्थान में हाइड्रोजन निकलता है।

गुण। क्लोरीन हरे पीले रंग की गैस है। यह श्लेष्मिक कला को आक्रान्त करता है। जल में यह विलेय होता है। साधारण तापक्रम पर जल का एक आयतन क्लोरीन के दो आयतन को घुलाता है। इस के जलीय विलयन को हिमीकरण मिश्रण में ठंढा करने से हरे रंग का मणिभीय घन बनता है जिसका संगठन ठीक ठीक मालूम नहीं। इसका सूत्र Cl_2 n H_2O दिया गया है जहां n ८ वा ६, वा १० हो सकता है। साधारण तापक्रम पर यह फिर क्लोरीन और जल में विच्छेदित हो जाता है।

यह हवा से प्रायः ढाई गुना भारी होता है। साधारण तापक्रम पर इसके अणु में दो परमाणु होते हैं। उच्च तापक्रम पर यह कुछ कुछ विच्छेदित हो जाता है और इस प्रकार इसके अणु परमाणु में परिणत हो जाते हैं।

क्लोरीन सरलता से द्रवीभूत हो जाता है । साधारण दबाव पर यह −३४° श पर द्रवीभूत होता है। ०° श पर द्रवीभूत करने के लिये ६ वायुमण्डल का दबाव पर्याप्त है। इस का चरम तापक्रम १४१° श और चरम दबाव ८४ वायुमण्डल का दबाव है। द्रव क्लोरीन नारंगी-पीले रंग का होता है। इसका आपेक्षिक घनत्व १·६६ है। यह −३३·६° श पर उबलता है। पत्थरों से स्वर्ण निकालने के लिये द्रव क्लोरीन दबाव से लोहे के पीपे में भर कर बाहर भेजा जाता है।

क्लोरीन एक बहुत सक्रिय तत्त्व है। साधारण तापक्रम पर अनेक तत्त्वों और यौगिकों से सप्रकाश संयुक्त होता है।

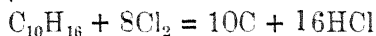
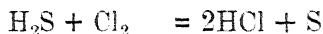
क्लोरीन का हाइड्रोजन और अन्य तत्त्वों से संयोजन।

हाइड्रोजन और क्लोरीन को सीधे सूर्य प्रकाश में रखने से विस्फोटन के साथ संयोजन होता है। जलते मैगनीसियम से जो प्रकाश निकलता है उस प्रकाश में भी इन गैसों में विस्फोटन के साथ संयुक्त कराने की क्षमता विद्यमान है। निकट की धूप से छाया में आकर फैले हुये प्रकाश में यह संयोजन धीरे धीरे होता है। अंधेरे में ये दोनों गैसें संयुक्त ही नहीं होतीं।

हाइड्रोजन के अनेक यौगिकों, तारपीन. हाइड्रोजन सल्फ़ाइड और जल से भी क्लोरीन हाइड्रोजन को खींच लेता है। निःस्यंदक पत्र को तारपीन में डूबाकर क्लोरीन के पात्र में डालने से यह पत्र जलने लगता है और इस से कजली बनती और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल का धूम निकलता है। क्लोरीन के जलीय विलयन में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के ले जाने से गन्धक पृथक् हो जाता है।

$$C_{10}H_{16} + 8Cl_2 = 10C + 16HCl$$

तारपीन

$$H_2S + Cl_2 = 2HCl + S$$

जलती मोमबत्ती क्लोरीन में जलती है किन्तु बहुत कजली के साथ। यहां मोमबत्ती का हाइड्रोजन क्लोरीन के साथ मिलकर हाइड्रोक्लोरिक अम्ल बनता है और मोमबत्ती का कार्बन पृथक् हो जाता है। कोयले की गैस में इसी

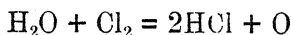
प्रकार क्लोरीन जलता है।

फ़ास्फ़रस क्लोरीन में आप से आप जलने लगता है। यहां फ़ास्फ़रस और क्लोरीन की क्रिया से फ़ास्फ़रस ट्राइ-क्लोराइड PCl_3 बनता है।

अन्टीमनी के चूर्ण को क्लोरीन में डालने से यह सप्रकाश जल उठता है। ताम्र, सोडियम, और अन्य धातुएं भी इसमें जलती हैं।

हाल में जो खोजें हुई हैं उनसे मालूम होता है कि पूर्ण रूप से अनार्द्र क्लोरीन में उपर्युक्त कोई भी पदार्थ नहीं जलता। पूर्ण रूप से अनार्द्र क्लोरीन में सोडियम को गरम करने से भी इनके बीच रासायनिक संयोग नहीं होता। उपरोक्त पदार्थों के बीच रासायनिक संयोग होने के लिये जल के कुछ अंश का रहना आवश्यक सिद्ध हुआ है।

आक्सीकरण गुण। क्लोरीन, सल्फ़ुरस अम्ल (H_2SO_3) को सल्फ़ुरिक अम्ल (गन्धकाम्ल; H_2SO_4) में परिणत कर देता है। यह वानस्पतिक रंगों को भी नाश कर देता है। रंगीन पत्तियों और फूलों को इस में डालने से वे सफ़ेद वा रंगहीन हो जाते हैं। गुलाब का रंग इससे शीघ्रही दूर हो जाता है। ये सब क्रियाएं जल की उपस्थिति में ही होती हैं। जल के बिलकुल अभाव में ये क्रियाएं नहीं होती। इस का कारण यह है कि जल का हाइड्रोजन क्लोरीन के साथ मिलकर हाइड्रोजन क्लोराइड बनता है और इस प्रकार जल से नवजात आक्सिजन मुक्त होता है।

$$H_2O + Cl_2 = 2HCl + O$$

यह नवजात आक्सिजन रंगों के साथ संयुक्त हो रंगहीन पदार्थों में परिणत हो जाता है। अतः रंगीन पदार्थों के रंग दूर हो जाते हैं। क्लोरीन और भी अनेक पदार्थों को आक्सीकृत करता है।

कार्बनिक यौगिकों पर क्रिया। अधिकांश कार्बनिक यौगिकों पर क्लोरीन की क्रिया होती हैं। इन में क्रियाएं भिन्न भिन्न प्रकार की होती हैं। कुछ (एसिटीलीन) के साथ संयोजन यौगिक बनता है। कार्बन स्वयं आक्रान्त नहीं होता। साधारणतः इस का हाइड्रोजन ही क्लोरीन से आक्रान्त होता है।

क्लोरीन एक बहुत प्रबल कृमिनाशक है। यह बैक्टीरियों को शीघ्रही नष्ट कर देता है।

प्रयोग। क्लोरीन ब्लीचिंग पाउडर के निर्माण में और रोग के जीवाणुओं को नाश करने के लिये बहुत अधिक मात्रा में व्यवहृत होता है।

ब्रोमीन।

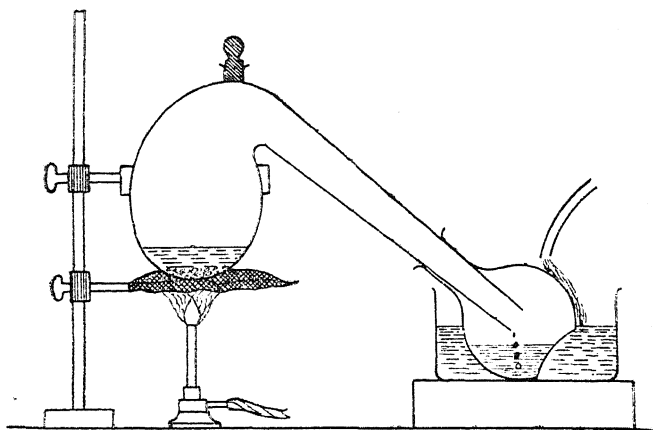
संकेत Br; परमाणुभार ७९·९

इतिहास। ब्रोमीन का आविष्कार बेलर्ड ने १८२६ ई० में किया था। उन्होंने इसका नाम इसकी तीव्र गंध के कारण ब्रोमीन रखा। इसकी तत्त्विक प्रकृति और क्लोरीन और आयोडीन के सम्बन्ध को आप ही ने स्थापित किया था।

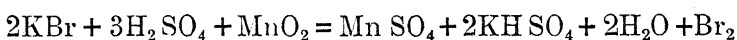
उपस्थिति। ब्रोमीन मुक्तावस्था में नहीं पाया जाता। यौगिकों में भी थोड़ी थोड़ी मात्रा में ही कुछ धातुओं के साथ, विशेषतः सोडियम, पोटासियम, मैगनीसियम, और कालसियम के साथ पाया जाता है। बहुत थोड़ी मात्रा में समुद्र के जल और अनेक खनिज जलों में ब्रोमीन का लवण पाया जाता है। स्टासफ़र्ट के निःक्षेप में ब्रोमीन का थोड़ा लवण भी पाया जाता है। इसी नि:क्षेप से व्यापार का अधिकांश ब्रोमीन प्राप्त होता है।

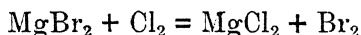
तैयार करना। जिस प्रकार नमक से क्लोरीन प्राप्त होता है उसी प्रकार ब्रोमीन के लवण, पोटासियम ब्रोमाइड, से गन्धकाम्ल और मैंगनीज़ डाइ-आक्साइड की क्रिया से ब्रोमीन प्राप्त होता है। इसके लिये इन पदार्थों को रिटार्ट में गरम करके ब्रोमीन को उड़ाकर द्रवीभूत किया जा सकता है।

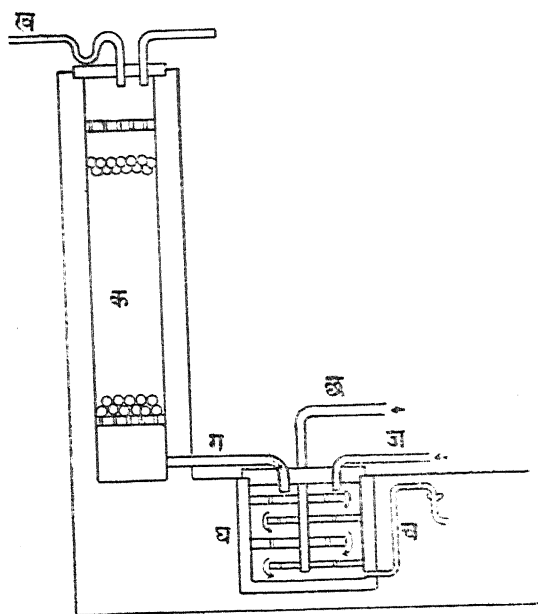
प्रयोग २३—रिटार्ट में १९ ग्राम पोटासियम ब्रोमाइड और ७ ग्राम मैंगनीज़ डाइ-आक्साइड रखकर समाहृत गन्धकाम्ल से ढंक दो। इस रिटार्ट की खुली नली में एक फ्लास्क लगा दो जो ग्राहक का काम दे। इस फ्लास्क को द्रोणी

के जल में रखकर उस पर ठंडे पानी की धारा बहाओ । अब रिटार्ट को धीरे धीरे गरम करो । ग्राहक में लाल द्रव द्रवीभूत होता देख पड़ेगा । ब्रोमीन का

चित्र ३८

वाष्प बहुत हानिकारक होता है अतः इससे यथासम्भव दूर रहना चाहिये ।

$$2KBr + 3H_2SO_4 + MnO_2 = MnSO_4 + 2KHSO_4 + 2H_2O + Br_2$$

निर्माण । स्टासफ़र्ट में कारनेलाइट ($KCl, MgCl_2, 6H_2O$) का निःक्षेप पाया जाता है । इस कारनेलाइट में मैगनीसियम ब्रोमाइड का बहुत थोड़ा अंश रहता है । आंशिक मणिभीकरण के द्वारा पोटासियम क्लोराइड के निकाल डालने पर जो विलयनावशेष रह जाता है उसमें प्रतिशत ०·२५ भाग ब्रोमीन का, मैगनीसियम ब्रोमाइड के रूप में, पाया जाता है । इस विलयन में क्लोरीन के डालने से क्लोरीन ब्रोमीन को स्थानापन्न कर देता है अर्थात् क्लोरीन ब्रोमीन के स्थान को ग्रहण कर लेता और ब्रोमीन मैगनीसियम से अलग हो जाता है ।

$$MgBr_2 + Cl_2 = MgCl_2 + Br_2$$

यह क्रिया ब्रोमीन के निर्माण मे प्रयुक्त होता है । जो विधि वास्तव में व्यवहृत

होती है उसका चित्र यहां दिया हुआ है। गरम विलयनावशेष 'ख' नली द्वारा मीनार 'क' में प्रवेश कराया जाता है। यह मीनार मिट्टी के गेंदों से भरा रहता है। इन गेंदों पर होकर विलयन धीरे धीरे नीचे की ओर गिरता है। मीनार के पेंदे में पहुचने पर 'ग' नली द्वारा यह 'घ' चहबच्चे में आता है। वहां ऐसा प्रबन्ध रहता है कि यह विलयन बाण से बताए हुए मार्ग से होकर बहता है। इस चहबच्चे से विलयन के

चित्र ३६

निकलने का मार्ग 'च' इतना ऊंचा होता है कि चहबच्चा बराबर विलयन से भरा ही रहता है। इस चहबच्चे का विलयन वाष्प के द्वारा, 'छ' मार्ग से आकर, प्रायः उसके क्वथनाङ्क पर गरम किया जाता है। एक दूसरी नली 'ज' द्वारा भपके से क्लोरीन को चहबच्चे में प्रवेश कराया जाता है। यहां से यह 'ग' नली द्वारा मीनार में प्रवेश करता है और वहां विलयन की प्रतिकूल दिशा में भ्रमण करता है। ऐसा भ्रमण करते हुए यह विलयन के संसर्ग में आने से मैगनीसियम ब्रोमाइड को विच्छेदित कर ब्रोमीन मुक्त करता है। ब्रोमीन का यह वाष्प ऊपर की दूसरी नली द्वारा मीनार से निकलकर एक सर्पिल शीतक में प्रवेश करता है जहां द्रवीभूत होकर द्रव ब्रोमीन में परिणत हो

जाता है। जो ब्रोमीन जल में घुलकर मीनार में रहजाता है वह चहबच्चा 'घ' में जलवाष्प के द्वारा निकाला जाकर फिर क्लोरीन के साथ मीनार में चला जाता है और वहां से शीतक में आकर द्रवीभूत हो जाता है। द्रवीभूत ब्रोमीन दो मुंह वाली बोतल में इकट्ठा किया जाता है और जो वाष्प द्रवीभूत नहीं हो सकता वह दूसरे मुंह से निकल कर एक मीनार में प्रवेश करता है। इस मीनार में लोहे का चूर्ण भरा हुआ रहता है और ऊपर से थोड़ा थोड़ा जल इसे भींगा रखने के लिये टपकता रहता है। यहां ब्रोमीन वा क्लोरीन ब्रोमाइड, फ़ेरस ब्रोमाइड ($FeBr_2$), और फेरस क्लोराइड ($FeCl_2$) में परिणत हो जाता है। ये जल में घुलकर नीचे ग्राहक में इकट्ठे होते हैं।

इस विधि से प्राप्त ब्रोमीन बिलकुल शुद्ध नहीं होता। ब्रोमीन के सिवा इसमें ब्रोमीन क्लोराइड (BrCl) और बहुधा ब्रोमीन आयोडाइड (BrI) भी रहता है। इसे शुद्ध करने के लिये पोटासियम ब्रोमाइड के विलयन और जिंक आक्साइड से खूब मिला कर तब पुनः स्रवित करते हैं। पोटासियम ब्रोमाइड से क्लोरीन दूर होजाता और ज़िंक आक्साइड ब्रोमीन से आयोडीन को निकालकर स्वयं उसको पकड़ कर रख लेता है।

गुण। ब्रोमीन भारी किन्तु चञ्चल और धुंधले लाल रंग का द्रव होता है। इसकी गन्ध बहुत ही अरुचिकर होती है। बहुत अधिक वायु में मिले रहने पर इसकी गंध क्लोरीन सी होती है। श्लेष्मिक कला पर इस का आक्रमण क्लोरीन से अधिक बुरा और हानिकारक होता है। आंखों को यह अधिक आक्रान्त करता है। यह विषाक्त होता है। इसका आपेक्षिक घनत्व 0° श पर ३·१८८ होता है (जल का = १)। ४६° श पर यह पिघलता है किन्तु अधिक वाष्पशील होने के कारण साधारण तापक्रम पर भी खुली हवा में यह बहुत शीघ्रता से उड़ जाता है।

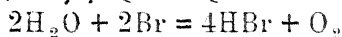
अनेक विलायकों में घुलकर यह लाल-कपिल रंग का विलयन बनता है। जल, अलकोहल, ईथर, कार्बन डाइ-सलफ़ाइड, क्लोरोफार्म और एसीटिक अम्ल में यह विलेय होता है। एक ग्राम जल में ०·४३ ग्राम ब्रोमीन 0° श पर घुलता है। इस जलीय विलयन को 'ब्रोमीन जल' कहते हैं। अन्य

विलायकों में यह अधिक घुलता है। ब्रोमीन के जल को ठंढा करने पर क्लोरीन के सदृश इस से भी ब्रोमीन और जल का यौगिक बनता है जिस का सूत्र $Br_2 \, 10 \, H_2O$ है।

क्लोरीन के सदृश ब्रोमीन के अणु में भी दो परमाणु होते हैं। उच्च तापक्रम पर यह भी (क्लोरीन से अधिक मात्रा में) परमाणुओं में विच्छेदित हो जाता है।

रासायनिक क्रियाओं में ब्रोमीन क्लोरीन के समान ही किन्तु कुछ कम सक्रिय होता है। अनेक धातुएं और अधातुएं इस से शीघ्र संयुक्त हो जातीं हैं और कुछ तो (आर्सेनिक) इसमें भी सप्रकाश जलती हैं। फ़ास्फ़रस के साथ इसकी क्रिया बड़ी तीव्र होती है। अतः फ़ास्फ़रस को कार्बन डाइ-सल्फ़ाइड में घुला कर इस क्रिया की तीव्रता को मन्द करते हैं।

साधारण तापक्रम पर हाइड्रोजन और ब्रोमीन संयुक्त नहीं होते किन्तु गरम करने पर संयुक्त हो जाते हैं। ब्रोमीन का जलीय विलयन सूर्य प्रकाश में धीरे धीरे इस प्रकार विच्छेदित हो जाता है।

$$2H_2O + 2Br = 4HBr + O_2$$

ब्रोमीन में भी आक्सीकरण और विरंजन का गुण होता है किन्तु क्लोरीन से कुछ कम। यह क्रिया क्लोरीन के समान ही होती है।

स्टार्च को यह पीला कर देता है। इस से संसर्ग से चमड़ा भी पीला हो जाता है और देर तक रखने से चमड़े पर फफोड़े पड़ जाते हैं।

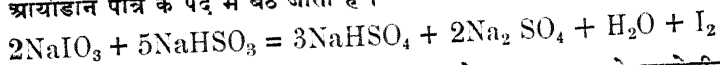
प्रयोग। फोटोग्राफ़ी और औषधमें इसके लवण व्यवहृत होते हैं। कृमिनाशक के रूपमें भी यह काम में आता है। वैश्लेषिक रसायन में आक्सीकारक के रूप बहुतायतसे यह व्यवहृत होता है। कृत्रिम रंगों के निर्माण में भी यह प्रयुक्त होता है।

आयोडीन।

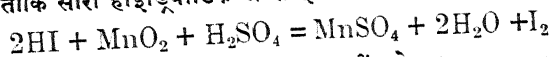
संकेत I; परमाणुभार १२६.६

इतिहास। कुरटाय ने पहले-पहल एक बहुत ही सुन्दर बैंगनी रंग का वाष्प प्राप्त किया जो घनीभूत होने पर सुन्दर मणिभीय पत्तरों में परिणत हो गया। इसने अपने आविष्कार को क्लीमें और डेसोरमे को बताया जिन्होंने

सल्फ़ाइट के संसर्ग में लाते हैं। इससे सोडियम आयोडेट विच्छेदित हो आयोडीन पात्र के पेंदे में बैठ जाता है।

$$2NaIO_3 + 5NaHSO_3 = 3NaHSO_4 + 2Na_2SO_4 + H_2O + I_2$$

आयोडीन को धोकर तब टिक्कियों में दबाते है। इस प्रकार जो आयोडीन प्राप्त होता है वह बिलकुल शुद्ध नहीं होता।

समुद्र की घासों से आयोडीन इस प्रकार प्राप्त होता है। समुद्र घासों को, विशेषतः गहड़े समुद्र घासों को, जिसमें प्रतिशत ०·२७ से ०·४७ भाग तक आयोडीन का रहता है सुखाकर रखते हैं। बिना सुखाये रखने से आयोडीन की मात्रा कम हो जाती है। इसको सबसे पहले सोडियम कार्बनेट के साथ उबाल कर छान लेते हैं। इस विलियन में तब हाइड्रोक्लोरिक अम्ल डालकर फिर छानते हैं। इस छाने हुए विलयन में दाहक सोडा डालकर उसे उदासीन बना देते हैं। इस उदासीन विलयन को तब गरम करके सुखा देते हैं और तब झुलसते हैं। इस झुलसे हुए पदार्थ में सारा आयोडीन अन्य पोटाश लवणों के साथ मिला हुआ विद्यमान रहता है। इसके एक टन से प्रायः ३० पाउन्ड तक आयोडीन प्राप्त हो सकता है। इस झुलसे हुए पदार्थ को गरम जल के साथ गरम करते हैं और इस प्रकार जो विलयन प्राप्त होता है उसे गाढ़ा करते हैं। इस प्रकार गाढ़ा करने से कम विलेय लवण पृथक् हो जाते हैं। विलयनावशेष में तब थोड़ा गन्धकाम्ल डालकर छोड़ देते हैं। यह गन्धकाम्ल उसमें स्थित (यदि है तब) सल्फ़ाइड और सल्फ़ाइट को विच्छेदित कर देता है और इससे कुछ गन्धक भी निकल आता है। यह धातुओं के ब्रोमाइड और आयोडाइड को भी सल्फ़ेट में परिणत कर देता है और इससे हाइड्रोब्रोमिक अम्ल और हाइड्रियोडिक अम्ल विलयन में रह जाते हैं। यह तब आयोडीन के भपके में डालकर स्रवित किया जाता है। बीच बीच में मैंगनीज़ डाइ-आक्साइड और गन्धकाम्ल डाल कर स्रवित करते हैं ताकि सारा हाइड्रियोडिक अम्ल इससे आयोडीन में मुक्त हो जाय।

$$2HI + MnO_2 + H_2SO_4 = MnSO_4 + 2H_2O + I_2$$

इस प्रकार से प्राप्त आयोडीन भी शुद्ध नहीं होता।

आयोडीन का सोधन। व्यापार के आयोडीन में कुछ क्लोरीन और ब्रोमीन अवश्य मिला रहता है। इसे शोधित करने के लिये पहले इसे पोटासियम आयोडाइड के समाहृत विलयन में घुलाते है। इस विलयन में पर्याप्त जल डालकर अधिकांश आयोडिन को अवक्षिप्त करलेते। इस अवक्षेप को तब धोकर सुखाते हैं। सूखे अवक्षेप को तब पोटासियम आयोडाइड के साथ खूब मिलाकर एक बीकर में गरम करते हैं। इस बीकर को कांच के फ्लास्क से ढंक देते हैं और इस फ्लास्क को ठंढे जल से ठंढा करते हैं। इस प्रकार ठंढे फ्लास्क की तहों पर घनीभूत हो शुद्ध आयोडीन प्राप्त होता है। इस प्रकार से प्राप्त आयोडीन उद्धनित आयोडीन कहा जाता है। क्यूप्रस आयोडाइड को शुष्क वायुकी धारा में प्रायः २४०$^{\circ}$ श तक गरम करने से भी शुद्ध आयोडीन प्राप्त होता है।

गुण। साधारण तापक्रम पर आयोडीन चमकीला मणिभीय कुछ नीलापन के साथ काला घन होता है। इसकी द्युति धातु सी होती है। इसका आपेक्षिक घनत्व ४$^{\circ}$ श पर ४·९४ होता है। साधारण तापक्रम पर भी आयोडीन धीरे धीरे वाष्प बनकर उड़ता है। गरम करने पर ११४$^{\circ}$ श पर पिघलता है और १८४$^{\circ}$ श पर उबलता है। इस प्रकार उबलकर यह बैंगनी रंगका वाष्प बनता है। इस वाष्प का भी आपेक्षिक घनत्व ऊंचा, हवा से ८$\frac{१}{२}$ गुना और हाइड्रोजन से १२६ गुना, भारी होता है। इसके वाष्प के आपेक्षिक घनत्व से मालुम होता है कि इसके वाष्प के अणु में दो परमाणु विद्यमान हैं किन्तु ४५०$^{\circ}$ श तक ही ऐसा रहता है। इसके ऊपर इसका घनत्व कम होना शुरू होता है और १७००$^{\circ}$ श पर आधा हो जाता है अर्थात् इस तापक्रम पर इसके अणु में एक ही परमाणु होते हैं। $I_2 = I + I$

यह ठीक उसी प्रकार होता है जैसे कि क्लोरीन वा ब्रोमीन में होता है। भेद केवल यही है कि आयोडीन केअणु का परमाणु में विघटन अधिक पूर्णता सेहोता है।

आयोडीन जल में कम घुलता हैं। १०० ग्राम जल में केवल ०·०२ ग्राम आयोडीन घुलता है किन्तु अन्य कई विलायकों में इसकी विलेयता अधिक

होती है। अल्कोहल और ईथर में घुलकर रक्त-कपिल वर्ण का और कार्बन डाइ-सल्फ़ाइड और क्लोरोफ़ार्म में बैंगनी रंग का विलयन बनता है।

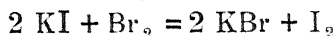
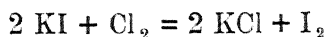
रासायनिक गुणों में आयोडीन क्लोरीन वा ब्रोमीन के समान ही किन्तु इन दोनों से कम सक्रिय होता है। अनेक धातुओं और अधातुओं के साथ बिना गरम किये ही यह संयुक्त होता है। फ़ास्फ़रस और आयोडीन को एक दूसरे के संसर्ग में लाने से फ़ास्फ़रस पहले पिघलता है और तब आप से आप जल उठता है। अन्टीमनी का चूर्ण भी आयोडीन के वाष्प में जलता है। पारा और आयोडीन को परस्पर रगड़ने से वे संयुक्त होते हैं। पोटासियम और आयोडीन के गरम करने से विस्फोटन के साथ संयोग होता है।

हाइड्रोजन के साथ आयोडीन कठिनतासे संयुक्त होता है। यहां बहुत उच्च तापक्रम पर गरम करने की आवश्यता होती है। स्पंजी प्लाटिनम से इस संयोग में बहुत कुछ सहायता मिलती है। विरंजक गुण आयोडीन में बिलकुल नहीं होता।

स्टार्च के साथ आयोडीन सुन्दर नीले रंग का होजाता है। यह क्रिया बहुत सूक्ष्म है और इससे १ घ. सम में ०.०००००० १ ग्राम तक आयोडीन का अस्तित्व मालूम हो सकता है। गरम करने पर यह नीला रंग दूर हो हो जाता किन्तु ठंढा होने पर फिर लौट आता है।

क्लोरीन वा ब्रोमीन के द्वारा लवणों से आयोडीन पृथक् हो जाता है। पोटासियम आयोडाइड के विलयन में क्लोरीन वा ब्रोमीन के डालने से निम्न समीकरण के अनुसार आयोडीन मुक्त होता है।

$$2\ KI + Cl_2 = 2\ KCl + I_2$$

$$2\ KI + Br_2 = 2\ KBr + I_2$$

प्रयोग। आयोडनि कृमिनाशक होता है। आयोडीन औषधों में, कृत्रिम रंगों के निर्माण में, फोटोग्राफी में, और वैश्लेषिक रसायन में प्रयुक्त होता है। पोटासियम आयोडाइड के रूपमें यह पौष्टिक होता है। आयडोफार्म और आयोडोल के रूप में बहुत अच्छा कृमि-नाशक होता है। आयोडीन और पोटासियम आयोडाइड को अलकोहल में घुलाकर आयोडीन का टिंकचर तैयार करते हैं जो सूजन के दूर करने में प्रयुक्त होता है।

हैलोजन ।

फ़्लोरीन, क्लोरीन, ब्रोमीन, और आयोडीन इन चार तत्त्वों और उन के यौगिकों के भौतिक और रासायनिक गुणों की तुलना से साफ़ मालूम होता है कि ये चारों तत्त्व किसी एक ही प्राकृतिक समुदाय के अंग हैं । यह दो रीति से मालूम होता है । एक इन तत्त्वों और इनके यौगिकों के गुणों की समानता से और दूसरे इनके गुणों के एक नियमित क्रम से शनैः शनैः परिवर्तन से । इस समानता के कारण इन तत्त्वों का एक नाम 'हैलोजन' दिया गया है और इनके लवणों, फ़्लोराइड, क्लोराइड और ब्रोमाइड और आयोडाइड को 'हैलाइड' कहते हैं । इन के गुणों के अवलोकन से यह समानता स्पष्ट हो जाती है ।

इन तत्त्वों के भौतिक गुण । फ़्लोरीन हलके पीले रंग की गैस है जो -१८७° श पर द्रवीभूत होती है । क्लोरीन का रंग हरा पीला होता है और यह अधिक सरलता से द्रवीभूत हो जाता है । ब्रोमीन गाढ़ा लाल द्रव है जो ५९° श पर उबलता है और -७° श पर धनीभूत होता है । इसके वाष्प का रंग कपिल-रक्त होता है । आयोडीन काला मणिभीय घन होता है जो १८४° श पर उबलता और सुन्दर बैगनी रंग के वाष्प में परिणत होता है । गैसीय अवस्था में ये सब ही तत्त्व श्लेष्मिक कला को आक्रान्त करते हैं, फ़्लोरीन सब से अधिक और आयोडीन सब से कम । इन सभी तत्त्वों में एक विशेष प्रकार की गन्ध होती है ।

इन तत्त्वों की जल में विलेयता किसी नियमित क्रम में नहीं है । फ़्लोरीन जल को विच्छेदित कर देता है । एक भाग जल में दो भाग क्लोरीन का घुलता है । एक भाग जल में ब्रोमीन का ४ भाग घुलता है । आयोडीन की विलेयता जल में बहुत थोड़ी है ।

द्रव फ़्लोरीन का आपेक्षिक घनत्व १.१४, द्रव क्लोरीन का १.५५, द्रव ब्रोमीन का ३.१९, और घन आयोडीन का ५ होता है । फ़्लोरीन -१८७° श पर, क्लोरीन -३३.६° श पर ब्रोमीन ५८° से ६३° श पर और आयोडीन

१८४° श पर उबलता है ।

सामान्य रासायनिक गुण । सभी हैलोजन हाइड्रोजन के साथ संयुक्त हो गैसीय यौगिक बनते हैं । ये यौगिक सब ही जल में बहुत अधिक विलेय होते हैं और इस प्रकार घुलकर समाहृत आम्लिक विलयन बनते हैं । हाइड्रोजन के साथ संयुक्त होने की तत्परता इन तत्वों के परमाणुभार की वृद्धि से कम होती जाती है । हाइड्रोजन और फ्लोरीन अंधेरे में बहुत निम्न ताप-क्रम पर भी संयुक्त होते हैं । क्लोरीन और हाइड्रोजन अंधेरे में संयुक्त नहीं होते । संयुक्त होने के लिये इन्हें गरम करने वा प्रकाश में रखने की आवश्य-कता होती है। ब्रोमीन और हाइड्रोजन कठिनता से संयुक्त होते हैं । आयोडीन और हाइड्रोजन और भी कठिनता से संयुक्त होते हैं । इन यौगिकों HF, HCl, HBr, और HI का स्थायित्व क्रमशः घटता जाता है । इन के हाइड्रोजन के स्थान में सोडियम और पोटासियम धातु प्रवेश कर स्थायी लवण बनते हैं जिनके गुण बहुत कुछ समान होते हैं और समुद्र के नमकों के गुणों के सदृश होते हैं इसी से इस समुदाय का नाम हैलोजन पड़ा है । इन तत्वों की जल पर जो क्रिया होती है उससे इनके गुणों के. फ्लोरीन से आयोडीन तक, शनैः शनैः परिवर्तन का अच्छा ज्ञान होता है । फ्लोरीन शीघ्र ही जल को विच्छेदित कर देता है । साधारण तापक्रम पर यह क्रिया बड़ी ही तीव्रता से होती है । इस क्रिया से आक्सिजन और ओज़ोन दोनों बनते हैं । क्लोरीन और ब्रोमीन भी साधारण तापक्रम पर जल को विच्छेदित करते हैं किन्तु सूर्य्य प्रकाश में ही । इनसे केवल आक्सिजन बनता है। ओज़ोन नहीं बनता । यहां ब्रोमीन की अपेक्षा क्लोरीन की क्रिया अधिक तीव्र होती है । आयोडीन जल को विच्छेदित नहीं करता ।

आक्सिजन के साथ हैलोजन की सक्रियता की जब तुलना की जाती है तब कोई नियमित क्रम नहीं मालूम होता । फ्लोरीन आक्सिजन के साथ संयुक्त ही नहीं होता । क्लोरीन परोक्ष रीति से अनेक आक्सी-यौगिक बनता है। इनकी संख्या आयोडीन और ब्रोमीन के आक्सी-यौगिकों से कहीं अधिक है । इसस

मालूम होता है कि क्लोरीन, ब्रोमीन और आयोडीन की अपेक्षा आक्सिजन के प्रति अधिक सक्रिय होता है। आयोडीन के भी कई आक्सी-यौगिक ज्ञात हैं और वे परि र्याप्त स्थायी होते हैं। इन क्लोरीन ब्रोमीन और आयोडीन तत्त्वों में ब्रोमीन के आक्सी-यौगिकों की संख्या सबसे कम है और वे अधिक अस्थायी भी होते हैं। इससे आक्सिजन के साथ संयुक्त होने और यौगिक बनने में इस समुदाय के तत्त्वों में परमाणुभार के क्रम पर अवलम्बित कोई नियमित क्रम मालूम नहीं होता।

अभ्यासार्थ प्रश्न।

१. ब्रोमीन के मुख्य मुख्य उद्गम कौन हैं? इस तत्त्व को कैसे प्राप्त करोगे? किन गुणों में यह क्लोरीन से समता रखता है और किन गुणों में विभिन्नता?

५ ग्राम मैंगनीज़ डाइ-आक्साइड को हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की अतिरिक्त मात्रा में गरम करने से २४° श और ७१० मम. दबाव पर कितना आयतन क्लोरीन का प्राप्त करोगे?

(बम्बई. १९१५)

२. आयोडीन के निर्माण के किसी विधि का सविस्तर वर्णन करो। आयोडीन के रसायनिक गुणों की क्लोरीन के गुणों से तुलना करो।

(बम्बई. १९१६)

३. फ़्लोरीन के इतिहास के सम्बन्ध में क्या जानते हो? फ़्लोरीन कैसे तैयार होता है? इसका पृथक्करण इतना कठिन क्यों है?

४. क्लोरीन के निर्माण की दो विधियों का वर्णन करो। क्लोरीन और और हाइड्रोजन की रसायनिक प्रीति का वर्णन करो। क्लोरीन के आक्सीकरण क्रिया का उदाहरण के साथ वर्णन करो।

५. व्यापार के आयोडीन से शुद्ध आयोडीन कैसे प्राप्त होता है?

६. गन्धक, फ़ास्फ़रस, कार्बन, सिलिकन, और हाइड्रोजन सल्फ़ाइड को क्लोरीन और आयोडीन के संसर्ग में लाने से क्या क्रियाएं होती है उनका वर्णन करो।

७. ब्लीचिंग पाउडर से क्लोरीन कैसे तैयार करोगे ?

(१) हाइड्रोजन सल्फ़ाइड, (२) सल्फ़र डाइ-आक्साइड, (३) पोटासियम हाइड्राक्साइड (४) पोटासियम आयोडाइड के जलीय विलयन में क्लोरीन के ले जाने से क्या क्रियाएं होती हैं ?

(बम्बई, १९२१)

८. (क) सोडियम हाइड्राक्साइड (ख) सल्फ़र डाइ-आक्साइड और (ग) फेरस सल्फ़ेट के जलीय विलयन में क्लोरीन गैस के ले जाने से क्या क्रियाएं होती हैं !

(बम्बई, १९२२)

९. (क) पोटासियम हाइड्राक्साइड और (ख) पोटासियम आयोडाइड के विलयन पर ब्रोमीन की क्या क्रियाएं होती हैं ?

(बम्बई, १९२४)

१०. क्या किसी एक विधि से फ़्लोरीन के अतिरिक्त अन्य तीनों हैलोजन तत्त्व तैयार हो सकते हैं ?

११. हैलोजन समुदाय के तत्त्वों के बीच (क) उनके रंग के (ख) जल में विलयता के (ग) जल पर क्रिया के और (घ) हाइड्रोजन के प्रति प्रीति के सम्बन्ध में क्या समानता वा पार्थक्य है ?

परिच्छेद १७

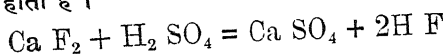
हैलोजन और हाइड्रोजन के यौगिक ।

केवल हाइड्रोजन इस समुदाय के प्रत्येक तत्त्वों के साथ एक एक यौगिक बनता है । ये सभी गैसीय हैं । इनमें हाइड्रोजन फ्लोराइड शीघ्रता से द्रवीभूत हो जाता है । ये सब जल में अधिक विलेय होते हैं और इस प्रकार घुलकर आम्लिक विलयन बनते हैं । अच्छा होगा यदि हम लोग इन गैसीय यौगिकों को हाइड्रोजन फ्लोराइड, हाइड्रोजन क्लोराइड, हाइड्रोजन ब्रोमाइड, और हाइड्रोजन आयोडाइड कहें और इनके जलीय विलयनों को हाइड्रोफ्लोरिक अम्ल हाइड्रोक्लोरिक अम्ल, हाइड्रोब्रोमिक अम्ल, और हाइड्रियोडिक अम्ल कहें ।

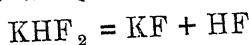
हाइड्रोजन फ्लोराइड वा हाइड्रोफ्लोरिक अम्ल ।

$$HF$$

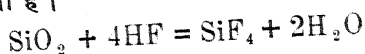
तैयार करना । कालसियम फ़्लोराइड को समाहृत गन्धकाम्ल के साथ ढालवें लोहे के पात्र में प्रायः १२०° श तक गरम करने से हाइड्रोजन फ्लोराइड निकलता है जिसे सीस पात्र के जल में ले जाने से इसका जलीय विलयन प्राप्त होता है ।

$$CaF_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2HF$$

इस प्रकार से व्यापार का हाइड्रोफ़्लोरिक अम्ल प्राप्त होता है जिसे गटापरचा की बोतलों में रख कर बजारों में भेजते हैं ।

अनार्द्र हाइड्रोजन फ़्लोराइड प्राप्त करने के लिये पोटासियम हाइड्रोजन फ़्लोराइड को प्लाटिनम रिटार्ट में रख कर गरम करके प्लाटिनम की निकास नली द्वारा प्लाटिनम ग्राहक में ठंढा कर द्रवीभूत करते हैं । इस प्रकार शुद्ध द्रव हाइड्रोजन फ़्लोराइड प्राप्त होता है ।

$$KHF_2 = KF + HF$$

गुण। अनार्द्र हाइड्रोजन फ़्लोराइड रंगहीन गैस है। आर्द्र वायु में यह बहुत धूम देती है। १९° श पर यह द्रवीभूत हो जाती है। इस की गैस बहुत विषैली होती है। अतः इसके साथ बहुत सावधान रहना चाहिये। चमड़े पर लगाने से घाव हो जाता है। अकस्मात् इसके वाष्प के सूंघने से १८६९ ई० में निक्ले की मृत्यु हो गई थी।

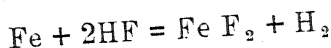
रूई, रेशम, गोंद इत्यादि पदार्थ इससे शीघ्र ही नष्ट हो जाते हैं। कांच को भी यह आक्रान्त करता है और निम्न समीकरण के अनुसार यहां सिलिका विच्छेदित हो जाता है।

$$SiO_2 + 4HF = SiF_4 + 2H_2O$$

कांच अक्रान्त होने के कारण हीं कांच पर नकाशी करने के लिये इसके विलयन का व्यवहार होता है। इसके द्वारा ही कांच के पात्रों पर अंक लिखे जाते और रेखाएं खींची जाती हैं।

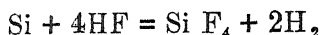
यह बहुत वाष्पशील होता है। १९.४° श पर उबलता और -१०२.५°श पर जम जाता है। इसके मणिभीय ९२° श पर पिघलते हैं।

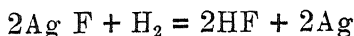
जल में यह बहुत अधिक विलेय होता है और घुलकर आम्लिक विलयन बनता है। तनु विलयन को समाहृत करने से तब तक समाहृत होता जाता है जब तक इसकी मात्रा प्रतिशत ४३ न पहुंच जाय। ऐसा समाहृत अम्ल ७५० मम. दबाव पर १११° श पर उबलता है। इससे अधिक समाहृत अम्ल को गरम करने से वह तब तक तनु होता जाता है जब तक उसमें हाइड्रोजन फ़्लोराइड की मात्रा प्रतिशत ४३ नहीं पहुंच जाती।

अधिकांश धातुएं इसके विलयन में घुल जाती हैं और इस प्रकार घुलकर फ़्लोराइड बनती हैं। चांदी और ताम्र भी इसमें घुलजाते है। लोहे के साथ क्रिया इस प्रकार होती है।

$$Fe + 2HF = Fe\ F_2 + H_2$$

मणिभीय सिलिकन को गैसीय फ़्लोराइड में धीरे धीरे गरम करने से यह जलने लगता है और इस प्रकार जल कर सिलिकन फ़्लोराइड और हाइड्रोजन

बनता है ।

$$Si + 4HF = Si F_4 + 2H_2$$

संगठन । गोरे ने उस हाइड्रोजन के आयतन को नापा था जो सिल्वर फ़्लोराइड के साथ गरम करने से हाइड्रोजन फ़्लोराइड बनता है ।

$$2Ag F + H_2 = 2HF + 2Ag$$

इस प्रकार मालूम हुआ कि हाइड्रोजन के १०० आयतन से हाइड्रोजन फ़्लोराइड का २०० आयतन बनता है । अतः हाइड्रोजन फ़्लोराइड में इसका आधा आयतन हाइड्रोजन का और आधा फ़्लोरीन का विद्यमान है । इससे इसका सूत्र nHF हुआ । ८९° श के ऊपर इसके वाष्प के घनत्व (१०) से मालूम होता है कि इस तापक्रम पर n एक है । ३२° श पर इसका घनत्व प्रायः २० हो जाता है । अतः इसका अणु भार ४० हुआ । यह अणुभार $H_2 F_2$ सूत्र के अनुकूल है । किन्तु इसका कोई प्रमाण नहीं है कि इस तापक्रम पर इसके सब अणु $H_2 F_2$ के हैं वा वे HF, $H_2 F_2$ और $H_3 F_3$ के मिश्रण हैं । ३२° श के नीचे भी घनत्व बढ़ता जाता है जिससे मालूम होता है कि इन तापक्रमों पर $H_2 F_2$ से अधिक परमाणु वाले अणु विद्यमान हैं । इससे स्पष्टतया मालूम होता है कि ९०° श के नीचे हाइड्रोफ़्लोराइड के अणुओं की वास्तविक अवस्था क्या है इसका ठीक ठीक ज्ञान हमें नहीं है । जो कुछ मालूम है उससे प्रगट होता है कि निम्न तापक्रमों पर इसके अणु अधिक परमाणु वाले होते जाते हैं ।

हाइड्रोजन क्लोराइड वा हाइड्रोक्लोरिक अम्ल ।

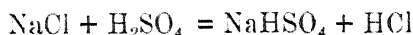
HCl

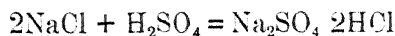
इतिहास । जलीय विलयन में यह यौगिक बहुत दिनों से रसायनज्ञों को मालूम है । शोरे के अम्ल के साथ 'अम्ल राज' के रूप में कीमियागरों को यह मालूम था । ऐसा समझा जाता है कि ग्लौबर ने १६५० ई० में पहले-पहल नमक पर गन्धकाम्ल की क्रिया से इसे प्राप्त किया था । जल में

बहुत विलेय होने के कारण गैसीय हाइड्रोजन क्लोराइड बहुत दिनों तक न प्राप्त हो सका था। जब जल के स्थान में पारे पर गैसें इकट्ठी होने लगीं तब प्रीस्टले ने पहले-पहल प्रायः १७७० ई० में गसीय हाइड्रोजन क्लोराइड को इकट्ठा किया।

उपस्थिति। ज्वाला मुखी से निकली गैसों में हाइड्रोजन क्लोराइड पाया जाता है।

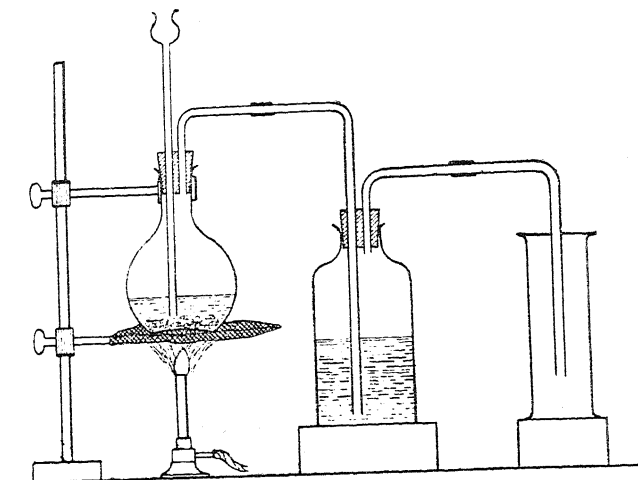
तैयार करना। (१) हाइड्रोजन क्लोराइड सुविधा से नमक पर गन्धकाम्ल की क्रिया से प्राप्त होता है। निम्न तापक्रम पर क्रिया इस प्रकार होती है।

$$NaCl + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HCl$$

समाहृत गन्धकाम्ल के द्वारा उच्च तापक्रम पर नमक के अतिरिक्त में गन्धकाम्ल का दोनों हाइड्रोजन हाइड्रोजन क्लोराइड के रूप में प्राप्त किया जा सकता है।

$$2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 \; 2HCl$$

चूंकि हाइड्रोजन क्लोराइड जल में अधिक विलेय होता है अतः यह जल पर नहीं इकट्ठा किया जा सकता। साधारणतः पारे पर वा उर्ध्वस्थानापत्ति से यह इकट्ठा किया जाता है।

प्रयोग २४—हाइड्रोजन क्लोराइड तैयार करने के लिये जिस उपकरण की आवश्यकता होती है उसका चित्र (चित्र ४०) यहां दिया हुआ है। फ़्लास्क में थोड़ा नमक रखकर उसे समाहृत गन्धकाम्ल से ढंक दो। इस फ़्लास्क में दो छेद वाला काग लगाओ। एक में थिसिल कीप और दूसरे में दोनों ओर समकोण मुड़ी हुई नली। यह नली जिस बोतल में जाती है उसमें गन्धकाम्ल वा गन्धकाम्ल से भींगा कर झांवें का टुकड़ा रखदो, इससे हाइड्रोजन क्लोराइड शुष्क हो जायगा। फ़्लास्क को अब धीरे धीरे गरम करो। गन्धकाम्ल से अनार्द्र होकर यह गैस पारे पर वा उर्ध्वस्थापत्ति द्वारा इकट्ठी की जा सकती है।

(२) सीधे हाइड्रोजन और क्लोरीन से भी प्रकाश की उपस्थिति में

हाइड्रोजन क्लोराइड प्राप्त किया जा सकता है। सूर्य्य प्रकाश के जिन किरणों से वर्णपट के आस्मानी और बैगनी रंग बनते हैं केवल वे हीं किरणें

चित्र ४०

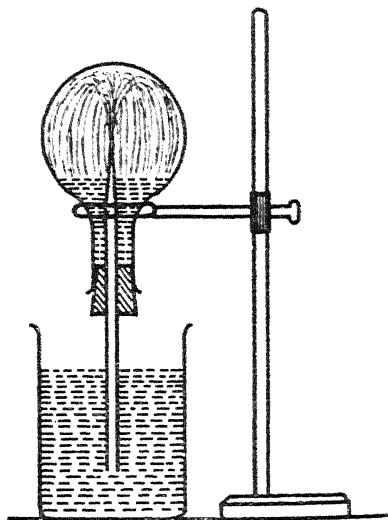
इस क्रिया को सम्पादित कर सकते हैं। इन किरणों को निकाल डालने से उनपर प्रकाश की कोई क्रिया नहीं होती।

गुण। हाइड्रोजन क्लोराइड रंगहीन गैस है जिस में दम घुटनेवाली तीक्ष्ण गन्ध होती है। आर्द्र वायु के संसर्ग में यह धूम देता है। यह न स्वयं जलता है और न साधारणतः दहन का पोषक ही है। यह भी श्लेष्मिक कला को शीघ्रता से आक्रान्त करता है।

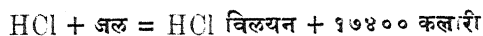
यह हवा से १$\frac{१}{४}$गुना भारी होता है। इसका आपेक्षिक घनत्व १८·२ (हाइड्रोजन १) है। अत: सरलता से उर्ध्वस्थानापत्ति द्वारा इकट्ठा किया जा सकता है।

'हाइड्रोजन क्लोराइड जल में अधिक विलेय होता है। ०° श और ७६०

मम. दबाव पर एक आयतन जल का ५०३ आयतन गैस को घुलाता है। तापक्रम के बढ़ने से इसकी विलेयता कम होती चली जाती है। ३०° श पर यह ४११ आयतन को और ५०° श पर केवल ३६४ आयतन को घुलाता है। निम्न प्रयोग के द्वारा इसकी विलेयता बड़ी सुन्दरता से दिखलाई जाती है।

प्रयोग २५—गोल पेंदे के फ़्लास्क को हाइड्रोजन क्लोराइड से भरो। इस फ़्लास्क में रबड़ के काग द्वारा एक कांच नली लगा दो जिसमें एक रोधनी लगी हुई है। इस रोधनी को जल के अन्दर खोलने से गैस घुलनी शुरू होती है और नली द्वारा जल फ़्लास्क में उठता है। ज्योंही जल की कुछ बूंदें फ़्लास्क में प्रवेश करती हैं उसकी सारी गैस उसमें घुल जाती है और इस प्रकार फ़्लास्क में शून्य उत्पन्न हो जाता है। इससे जल बड़ी तीव्रता से प्रवेश करता है। इस प्रकार फ़्लास्क में सुन्दर स्रोत उत्पन्न हो जाता है और तब तक रहता है जब तक प्राय: सारा फ़्लास्क जल से भर नहीं जाता। यदि इस जल में पहले से थोड़ा नीला लिटमस डाल दें तो यह जल फ़्लास्क में प्रवेश करने पर सुन्दर लाल रंग का हो जाता है।

चित्र ४१

हाइड्रोजन क्लोराइड जब जल में घुलता है तब उससे गरमी निकलती है।

$$HCl + \text{जल} = HCl\ \text{विलयन} + 17400\ \text{कलारी}$$

तनु जलीय विलयन को उबालने से यह समाहृत होता है। समाहृत

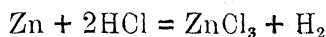
विलयन को गरम करने से इसकी गैस निकल जाती और यह तनु हो जाता है और इस प्रकार दोनों ही दशाओं में ऐसा अम्ल प्राप्त होता है जिसमें प्रतिशत २०·२४ भाग हाइड्रोजन क्लोराइड का रहता है। ऐसा विलयन ११०° श पर उबलता है। दबाव के घटने बढ़ने से इस विलयन के क्वथनांक में भी परिवर्तन होता है। अतः यह विलयन हाइड्रोजन क्लोराइड और जल का कोई विशेष यौगिक नहीं है वरन् यह उनका विलयन ही है जो एक स्थायी तापक्रम पर उबलता है।

हाइड्रोजन क्लोराइड के सबसे समाहृत विलयन का आपेक्षिक घनत्व १५° श पर १·२१२ होता है और इस में प्रतिशत ४२·७ भाग हाइड्रोजन क्लोराइड का रहता है। इसका जलीय विलयन गैस से अधिक सक्रिय होता है। और नीले लिटमस को लाल कर देता है।

हाइड्रोजन क्लोराइड दबाव से शीघ्रता से द्रवीभूत हो जाता है। ०° श पर ४० वायुमण्डल के दबाव से द्रवीभूत हो जाता है। १०° श पर तो २० वायुमंडल का दबाव ही पर्याप्त है। इस गैस का चरम तापक्रम ५२·३° श है। यह द्रव हाइड्रोजन क्लोराइड की अधिकांश धातुओं पर कोई क्रिया नहीं होती। यशद और मैगनीसियम या इनके आक्साइड इससे आक्रान्त नहीं होते।

हाइड्रोजन क्लोराइड का जलीय विलयन अनेक धातुओं को आक्रान्त करता है और इससे धातुओं के क्लोराइड बनते और हाइड्रोजन निकलता है।

प्रयोग २६—यशद के कुछ टुकड़ों को परीक्षा नलीका में रखकर उस में हाइड्रोक्लोरिक अम्ल डालो। देखोगे कि उससे गैस के बुलबुले निकलते हैं। इनकी परीक्षा करने से मालूम होता है कि यह गैस हाइड्रोजन की है। परीक्षा नलिका में जो श्वेत लवण रह जाता है वह ज़िंक क्लोराइड का है।

$$Zn + 2HCl = ZnCl_3 + H_2$$

लोहा, मैगनीसियम इत्यादि धातुओं पर भी इसी प्रकार की क्रिया होती है। अनेक धातुओं के भस्मिक आक्साइडों पर भी विशेषतः गरम करने से इसकी क्रिया होती है। इस प्रकार से धातुएं क्लोराइडों में परिणत हो जाती हैं। इन धातुओं के अधिकांश क्लोराइड जल में विलेय होते हैं। केवल

सिल्वर क्लोराइड ($HgCl$) मरक्यूरस क्लोराइड ($HgCl$) और क्यूप्रस क्लोराइड (Cu_2Cl_2) जल में घुलते नहीं। लेड क्लोराइड ($PbCl_2$) ठंढे जल में अविलेय है किन्तु गरम जल में शीघ्र घुल जाता है। अनेक धातुएं एक से अधिक क्लोराइड बनती है। पारा दो क्लोराइड बनता है मरक्यूरिक क्लोराइड ($HgCl_2$) और मरक्यूरस क्लोराइड ($HgCl$) । ताम्र दो प्रकार का क्लोराइड बनता है. क्यूप्रस क्लोराइड Cu_2Cl_2 और क्यूप्रिक क्लोराइड $CuCl_2$ लोहा भी दो प्रकार का क्लोराइड बनता है. फेरस क्लोराइड $FeCl_2$ और फेरिक क्लोराइड $FeCl_3$। ये क्लोराइड (१) हाइड्रोक्लोरिक अम्ल पर धातुओं की क्रिया से (२) हाइड्रोक्लोरिक अम्ल पर धातुओं के आक्साइड हाइड्राक्साइड वा कार्बनेट की क्रिया से (३) वा धातुओं और धातु के आक्साइडों पर क्लोरीन की क्रिया से प्राप्त होते हैं ।

पेराक्साइडों पर हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की क्रिया से भी धातु के क्लोराइड बनते हैं किन्तु इस क्रिया से मुक्त क्लोरीन भी प्राप्त होता है। मेंगनीज़ डाइ आक्साइड से क्रिया इस प्रकार होती है ।

$$MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2$$

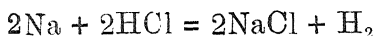
अमोनिया के साथ हाइड्रोजन क्लोराइड गैस घना श्वेत धूम देता है। इसका कारण यह है कि अमोनिया के साथ संयुक्त हो घन अमोनिया क्लोराइड $NH_3 + HCl = NH_4Cl$ बनता है । पूर्ण रूप से सूखी गैसों के बीच यह क्रिया नहीं होती।

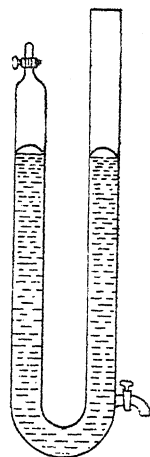
प्रयोग—हाइड्रोक्लोरिक अम्ल क्लोरीन के निर्माण में सबसे अधिक प्रयुक्त होता है। यह रंगसाजी और छींट बनाने में भी काम आता है। हड्डियों से इसकी सहायता से फ़ास्फ़ेट प्राप्त करते हैं। यह अनेक रंगों के निर्माण में व्यवहृत होता है। धातुओं के अनेक क्लोराइड बनाने और रसायनशाला में अनेक कार्य्यों के लिये प्रयुक्त होता है।

संगठन। दो रीतियों से हाइड्रोजन क्लोराइड के संगठन का ज्ञान प्राप्त हो सकता है। एक विश्लेषण विधि से और दूसरी संश्लेशण विधि से।

विश्लेषण विधि। हाइड्रोजन क्लोराइड गैस पर सोडियम धातु की

क्रिया से सोडियम क्लोरीन से संयुक्त हो जाता और हाइड्रोजन मुक्त होता है।

$$2Na + 2HCl = 2NaCl + H_2$$

साधारणतः सोडियम सोडियम पारदमिश्रण के रूप में व्यवहृत होता है।

प्रयोग २७—इसके लिये एक यू-गैस-मापक नली लो जिसकी एक भुजा बन्द और दूसरी खुली हो। खुली भुजा के नीचले भाग में एक रोधनी लगी हो। पहले इस गैस-मापक को पारे से भर दो। फिर बन्द भुजा में प्राय: ५० घ. सम. हाइड्रोजन क्लोराइड गैस प्रवेश कराओ। नीचे की रोधनी से पारा निकाल कर यू-नली की दोनों भुजाओं के पारे का उत्सेद एक करलो और तब गैस के आयतन को नापो। अब पारद के अधिकांश भाग को रोधनी द्वारा निकाल डालो। जब खुली भुजा में थोड़ा पारा रह जाय तब पारे का निकालना बन्द कर उसमें द्रव सोडियम पारदमिश्रण रखदो। हाथ से गैस मापक की इस भुजा का मुंह बन्द करके इस सोडियम-पारदमिश्रण को हाइड्रोजन क्लोराइड के घनिष्ठ संसर्ग में दो तीन बार लाओ। अब बची हुई गैस को यू-नली की बन्द भुजा में करके पूर्व दशा में रख कर खुली भुजा में पारा डालो ताकि दोनों भुजाओं के पारे का उत्सेद एक हो जाय। इस प्रकार जो गैस बच जाय उसका आयतन पढ़ो और इस गैस की परीक्षा करो।

चित्र ४२

इससे मालूम होता है कि जो गैस रह जाती है वह हाइड्रोजन है। और इसका आयतन हाइड्रोजन क्लोराइड के आयतन से आधा होता है। अतः हाइड्रोजन क्लोराइड मे आधा आयतन हाइड्रोजन का विद्यमान है।

हाइड्रोजन क्लोराइड के जलीय विलयन के विद्युत्-विच्छेदन से ज्ञात

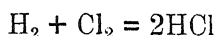
होता है कि हाइड्रोजन और क्लोरीन बराबर बराबर आयतन में मिलकर हाइड्रोजन क्लोराइड बनते हैं। इसे प्रमाणित करने के लिये तीन भुजा वाले एक कांच के उपकरण की आवश्यकता होती है जिस का चित्र यहां दिया हुआ है इसकी दो भुजाओं में रोधनी लगी हुई है और एक में कोप लगा हुआ है। रोधनी लगी हुई भुजाओं के पेंदे में विद्युतद्वार लगे हुये हैं जो बैटरी से जुड़े हैं। इनमें ऋण विद्युतद्वार प्लाटिनम की हो सकती है किन्तु धन विद्युतद्वार गैस-कार्बन की ही होनी चाहिये क्योंकि इस विद्युतद्वार पर क्लोरीन मुक्त होता है और क्लोरीन की क्रिया धातुओं पर, प्लाटिनम पर, भी होती है। कोप द्वारा सब भुजाओं को समाहृत हाइड्रोक्लोरिक अम्ल से भर दो और उसमें विद्युत् प्रवाहित करो। जब तक विलयन क्लोरीन से संतृप्त न हो जाय तब तक रोधनी को खुला रखो। जब धन विद्युतद्वारा वाली भुजा क्लोरीन से पूर्ण रूप से संतृप्त हो जाय तब रोधनी को बन्द कर दो और गैसों को इकट्ठा होने दो। देखोगे कि दोनों भुजाओं में समान आयतन में गैसें इकट्ठी होती हैं। उनकी परीक्षा से मालूम होगा कि एक गैस हाइड्रोजन की है और दूसरी क्लोरीन की।

इन दोनों प्रयोगों से प्रमाणित होता है कि हाइड्रोजन क्लोराइड के दो आयतन में एक आयतन हाइड्रोजन का और एक आयतन क्लोरीन का विद्यमान है।

चित्र ४३

संश्लेषण विधि। समाहृत हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के विद्युत-विच्छेदन से हाइड्रोजन और क्लोरीन का मिश्रण प्राप्त होता है। इस मिश्रण

में पोटासियम आयोडाइड का विलयन डालने से इस मिश्रण के आयतन का आधा भाग लुप्त हो जाता है। इससे मालूम हो जाता है कि इस मिश्रण में आधा आयतन क्लोरीन का और शेष आधा हाइड्रोजन का रहता है। अब इस मिश्रण को एक मजबूत कांच नली में रखकर मैगनीसियम के प्रकाश में रखने से विस्फोटन के साथ गैसें संयुक्त होती हैं और इससे जो गैस बनती है उसका आयतन मिश्र गैसों के आयतन के बराबर ही होता है। परीक्षा करने से यह नई गैस हाइड्रोजन क्लोराइड की प्रमाणित होती है। इससे सिद्ध होता है कि एक आयतन हाइड्रोजन का एक आयतन क्लोरीन के साथ मिलकर दो आयतन हाइड्रोजन क्लोराइड का बनता है।

$$H_2 + Cl_2 = 2HCl$$

अतः हाइड्रोजन क्लोराइड का सूत्र HCl हुआ। इसका आपेक्षिक घनत्व १८·३ है। अतः इसका अणुभार ३६.६ हुआ। चूंकि हाइड्रोजन का परमाणुभार १ और क्लोरीन का परमणुभार ३५.६ है। अतः यह HCl सूत्र इससे भी सिद्ध होता है।

हाइड्रोक्लोरिक अम्ल का निर्माण। अनेक कामों के लिये हाइड्रोक्लोरिक अम्ल बहुत अधिक मात्रा में तैयार होता है। वस्तुतः यह सोडियम सल्फ़ेट के निर्माण में एक उपफल है यहां नमक पर गन्धकाम्ल की क्रिया से यह तैयार होता है। इससे पहले $NaHSO_4$ बनता है। अधिक गरम करने से यह आम्लिक सल्फेट सामान्य सल्फ़ेट Na_2SO_4 में परिणत हो जाता है। इस क्रिया से निकला हुआ हाइड्रोजन क्लोराइड पत्थरों के मीनारों में पहुंचाया जाता है। ये मीनारें कोक से भरी रहती हैं और इन पर ऊपर से जल की मन्द मन्द धारा बहती रहती है। इस जल में हाइड्रोजन क्लोराइड घुलकर मीनारों के पेंदे में इकट्ठा होता है और वहां से उपयुक्त पात्रों वा ग्राहकों में भरा जाता है।

इस प्रकार से प्राप्त हाइड्रोक्लोरिक अम्ल शुद्ध नहीं होता। इस में अनेक अपद्रव्य मिले रहते हैं विशेषतः फेरिक क्लोराइड। इसी के कारण

इसका रंग पीला होता है। मुक्त क्लोरीन, गन्धकाम्ल, आरसीनियस क्लोराइड इत्यादि भी इसमें रह सकते हैं। इसे पुनः स्रावित करके शुद्ध करते हैं।

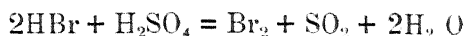
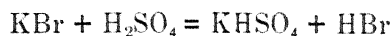
परीक्षा। हाइड्रोजन क्लोराइड वा अन्य क्लोराइड के विलयन में रजत नाइट्रेट के विलयन डालने से रजत क्लोराइड का सफेद अवक्षेप निकल आता है। यह अवक्षेप अमोनिया में विलेय है किन्तु नाइट्रिक अम्ल में अविलेय है। हाइड्रोजन क्लोराइड को मैंगनीज़ डाइ-आक्साइड और गन्धकाम्ल के साथ गरम करने से क्लोरीन गैस निकलती है जो रंग और गन्ध से सरलता से पहचानी जा सकती है। क्लोरीन में रंगीन पुष्पों के रखने से वे रंगहीन हो जाते हैं।

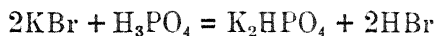
हाइड्रोजन ब्रोमाइड वा हाइड्रोब्रोमिक अम्ल।

HBr

तैयार करना। जिस प्रकार सोडियम क्लोराइड पर गन्धकाम्ल की क्रिया से हाइड्रोजन क्लोराइड प्राप्त होता है उसी प्रकार ब्रोमाइडों पर सामान्य अम्लों की क्रिया से शुद्ध हाइड्रोजन ब्रोमाइड प्राप्त नहीं हो सकता क्योंकि इस क्रिया से हाइड्रोजन ब्रोमाइड आक्सीकृत हो ब्रोमीन मुक्त करता है। इस ब्रोमीन के मुक्त होने का कारण यह है कि हाइड्रोजन ब्रोमाइड अस्थायी होता है।

$$KBr + H_2SO_4 = KHSO_4 + HBr$$

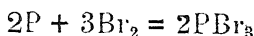
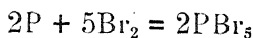
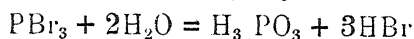
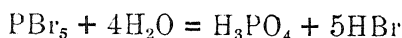
$$2HBr + H_2SO_4 = Br_2 + SO_2 + 2H_2O$$

यदि गन्धकाम्ल के स्थान में फ़ास्फ़रिक अम्ल का प्रयोग हो तब शुद्ध हाइड्रोजन ब्रोमाइड प्राप्त हो सकता है क्योंकि गन्धकाम्ल के सदृश फ़ास्फरिक अम्ल लघ्वीकृत नहीं होता।

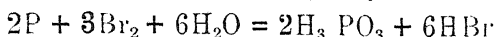
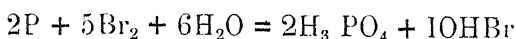
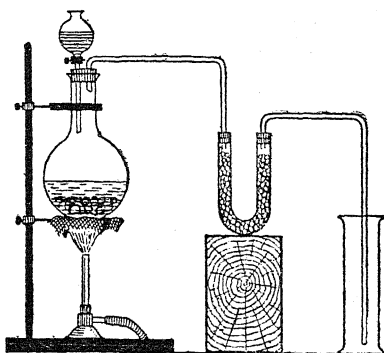
$$2KBr + H_3PO_4 = K_2HPO_4 + 2HBr$$

अधिक सुविधा से हाइड्रोजन ब्रोमाइड जल की उपस्थिति में फ़ास्फरस और ब्रोमीन की क्रिया से तैयार होता है। यहां साधारण तापक्रम पर भी क्रिया तीव्रता से होती है।

ऐसा समझा जाता है कि पहले फ़ास्फरस और ब्रोमीन परस्पर मिलकर फास्फरस ट्राइ-ब्रोमाइड और फ़ास्फरस पेन्टाब्रोमाइड बनते हैं।

$$2P + 5Br_2 = 2PBr_5$$
$$2P + 3Br_2 = 2PBr_3$$

और फिर जल से विच्छेदित हो

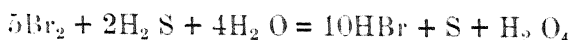
$$PBr_5 + 4H_2O = H_3PO_4 + 5HBr$$
$$PBr_3 + 2H_2O = H_3PO_3 + 3HBr$$

फ़ास्फ़ारिक अम्ल और हाइड्रोजन ब्रोमाइड बनते हैं। एक समीकरण में यह क्रिया इस प्रकार प्रगट की जा सकती है।

$$2P + 5Br_2 + 6H_2O = 2H_3PO_4 + 10HBr$$
$$2P + 3Br_2 + 6H_2O = 2H_3PO_3 + 6HBr$$

प्रयोग २८--एक फ़्लास्क लो और इसमें दो छेद वाला रबड़ का काग लगा दो। एक छेद में रोधनी सहित कीप लगी हो और दूसरे छेद में दूसरी समकोण मुड़ी हुई नली लगी हो। यह नली एक यू-नली से युक्त हो जिस में रक्त फ़ास्फ़रस भरा हो। फ्लास्क में एक भाग रक्त फ़ास्फ़रस का और २ भाग जल का रख कर ढंक दो। दस भाग ब्रोमीन का कीप में रख कर धीरे धीरे इसे फ़ास्फ़रस पर गिराओ। जैसे जैसे ब्रोमीन की बूंदें गिरेंगी वैसे वैसे चमक के साथ गैसें निकलेंगी और हाइड्रोजन ब्रोमाइड जलमें घुल

चित्र ४४

जायगा। फ़्लास्क को धीरे धीरे गरम करने से हाइड्रोजन ब्रोमाइड निकल कर यू-नली के फास्फरस के द्वारा ब्रोमीन से मुक्त हो पारे के ऊपर वा उर्ध्वस्थाना

पत्ति द्वारा इकट्ठा किया जा सकता है। हाइड्रोजन क्लोराइड की भांति यह भी बहुत विलेय होने के कारण जल पर इकट्ठा नहीं किया जा सकता। यदि इसके जलीय विलयन के प्राप्त करने की आवश्यकता होती है तब निकास नली को कीप से जोड़ कर जल के ऊपर रखते हैं। यहां कीप जल के पृष्ठ भाग के ठीक ठीक ऊपर रहता है ताकि हाइड्रोजन ब्रोमाइड तो जल में विलीन होजाय पर जलीय विलयन निकास नली में प्रवेश न कर सके।

हाइड्रोजन सल्फ़ाइड को ब्रोमीन के जल में ले जाने से भी हाइड्रोजन ब्रोमाइड का जलीय विलयन प्राप्त हो सकता है।

$$5Br_2 + 2H_2S + 4H_2O = 10HBr + S + H_2O_4$$

यहां पहले गन्धक को निःस्यन्दन द्वारा अलग कर लेते हैं तब विलयन को स्रवित करते हैं जिससे हाइड्रोजन ब्रोमाइड निकल जाता और गन्धकाम्ल पात्र में रह जाता है।

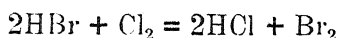
गुण। हाइड्रोजन ब्रोमाइड एक रंगहीन भारी गैस है। यह श्लेष्मिक कला को आक्रान्त करता है। इसका स्वाद खट्टा और क्रिया आम्लिक होती है। यह आर्द्र वायु में धूम देता है और ठंढा करने पर रंगहीन द्रव में द्रवीभूत हो जाता है। यह द्रव $-६७·१^\circ$ श पर उबलता और $-८८·१^\circ$ श पर जमकर बरफ़ सा घन हो जाता है।

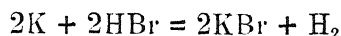
हाइड्रोजन ब्रोमाइड सूर्य्य-प्रकाश में आक्सिजन की उपस्थिति में विच्छेदित हो जाता है किन्तु यह विच्छेदन जल के पूर्ण अभाव में नहीं होता।

यह जल में अधिक विलेय होता है और इस प्रकार घुलकर रंगहीन जलीय विलयन बनता है। इस जलीय विलयन को स्रवित करने से समाहृत विलयन तनु हो जाता है और तनु विलयन समाहृत हो जाता है। यह तब तक होता है जबतक ऐसा विलयन नहीं बन जाता जिस में प्रतिशत प्रायः ४८ भाग हाइड्रोजन ब्रोमाइड का विद्यमान रहे। ऐसा विलयन तब १२६° श पर अपरिवर्तित उबलता है। दबाव के परिवर्तन से इस विलयन के क्वथनाङ्क और संगठन में भी परिवर्तन होता है। भिन्न भिन्न जलीय विलयनों का आपेक्षिक

घनत्व भिन्न भिन्न होता है। जिस विलयन में प्रतिशत हाइड्रोजन ब्रोमाइड का ३० विद्यमान है उसका घनत्व १५° श पर १·२४८, जिसमें प्रतिशत ४०·८ है उसका घनत्व १·३८५, और जिसमें प्रतिशत ४६·८ है उसका १·५१५ होता है।

यह स्वयं दहनशील नहीं और न दहन का पोषक ही है। क्लोरीन द्वारा इससे ब्रोमीन मुक्त हो जाता है।

$$2HBr + Cl_2 = 2HCl + Br_2$$

पोटासियम इसके ब्रोमीन से संयुक्त होता है और इस प्रकार हाइड्रोजन मुक्त हो जाता है।

$$2K + 2HBr = 2KBr + H_2$$

संगठन। हाइड्रोजन ब्रोमाइड का संगठन उसी प्रकार निकाला जा सकता है जिस प्रकार हाइड्रोजन क्लोराइड का निकाला जाता है। यहां भी सोडियम-पारदमिश्रण का प्रयोग होता है। इस के आपेक्षिक घनत्व से यह निश्चित रूप से ज्ञात होता है कि इसका सूत्र HBr है।

इसकी जांच। हाइड्रोजन ब्रोमाइड वा ब्रोमीन के लवणों में ब्रोमीन के अस्तित्व की, सिल्वर नाइट्रेट का विलयन डाल कर, परीक्षा करते हैं। इसकी उपस्थिति में सिल्वर नाइट्रेट के विलयन से हलका पीला अवक्षेप बनता है जो समाहृत अमोनिया में ही विलेय और नाइट्रिक अम्ल में बिलकुल अविलेय होता है। मैंगनीज़ डाइ-आक्साइड और गन्धकाम्ल के साथ गरम करने से ब्रोमीन निकलता है जिस को इसके रंग और गन्ध से पहचान लेते हैं। स्टार्च विलयन के साथ ब्रोमीन पीला रंग भी बनता है।

ब्रोमाइड। जिस रीति से क्लोराइड तैयार होता है उसी रीति से ब्रोमाइड भी तैयार हो सकता है। अधिकांश ब्रोमाइड जल में विलेय होते हैं। केवल सिल्वर ब्रोमाइड AgBr, मरक्यूरस ब्रोमाइड HgBr और लेड ब्रोमाइड $PbBr_2$ अविलेय होते हैं। इन में लेड ब्रोमाइड ठंढे जल में धीरे धीरे और थोड़ी मात्रा में और गरम जल में शीघ्रता से घुलता है।

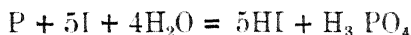
हाइड्रोजन आयोडाइड वा हाइड्रियोडिक अम्ल।

HI

तैयार करना। हाइड्रोजन ब्रोमाइड की भांति हाइड्रोजन आयोडाइड भी पोटासियम आयोडाइड पर गन्धकाम्ल की क्रिया से नहीं प्राप्त हो सकता; क्योंकि हाइड्रोजन आयोडाइड भी हाइड्रोजन ब्रोमाइड की भांति विच्छेदित हो जाता है।

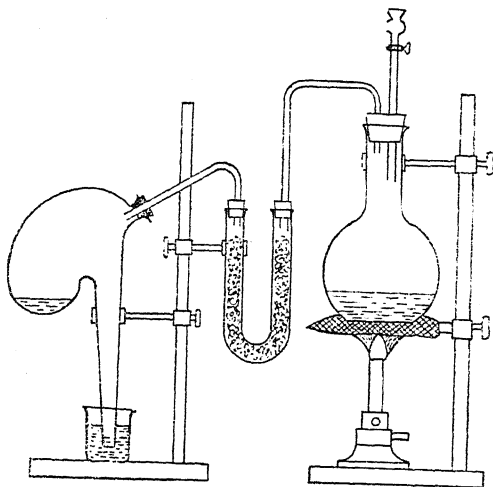
$$2KI + 3H_2SO_4 = 2KHSO_4 + I_2 + SO_2 + 2H_2O$$

किन्तु गन्धकाम्ल के स्थान में फ़ास्फ़रिक अम्ल के प्रयोग से यह प्राप्त हो सकता है; परन्तु अधिक सुविधा से यह फ़ास्फ़रस और आयोडीन के द्वारा जल की उपस्थिति में प्राप्त होता है। क्रिया यहां इस प्रकार होती है। सम्भवतः फ़ास्फ़रस आयोडाइड पहले बनता है।

$$P + 5I + 4H_2O = 5HI + H_3PO_4$$

प्रयोग २६—हाइड्रोजन ब्रोमाइड तैयार करने में जिस प्रकार के उपकरण का उपयोग होता है उसी प्रकार का उपकरण यहां भी प्रयुक्त होता है। चूंकि आयोडीन घन है अतः यह कीप से नहीं डाला जा सकता। इस कारण फ़्लास्क में आयोडीन और रक्त फास्फ़रस को रखकर कीप के द्वारा जल धीरे धीरे डाला जाता है। बिना गरम किये ही यहां हाइड्रोजन आयोडाइड निकलता है और यू-नली के रक्त फ़ास्फ़रस के द्वारा शोधित हो पारे पर वा उर्ध्वस्थानापत्ति द्वारा इकट्ठा किया जाता है। सारा जल डालने पर जब क्रिया मन्द होती जाती है तब यह धीरे धीरे गरम किया जाता है,

इसका जलीय विलयन प्राप्त करने के लिये निम्न प्रकार का प्रबन्ध करते हैं। यहां विधि उपरोक्त ही है, केवल जल में विलीन करने के लिये ऐसा

प्रबन्ध करते हैं जिसमें इसका जलीय विलयन आयोडीन और फ़ास्फ़रस के फ़्लास्क में प्रविष्ट न कर सके।

हाइड्रोजन ब्रोमाइड की भांति यह भी आस्वस्त आयोडीन पर हाइड्रोजन सल्फ़ाइड की क्रिया से अधिक सुविधा से प्राप्त हो सकता है। स्रवण द्वारा गन्धकाम्ल से हाइड्रियोडिक अम्ल पृथक् किया जा सकता है।

चित्र ४५

गुण। हाइड्रोजन आयोडाइड बहुत भारी रंगहीन गैस होता है। यह श्लेष्मिक कला को आक्रान्त करता है। इसमें दम घुटनेवाली गन्ध होती है। आर्द्र वायु में यह भी बहुत धूम देता है। ०° श पर ४ वायुमंडल के दबाव पर रंगहीन द्रव में द्रवीभूत हो जाता है। –३४·१° श पर यह उबलता और -५५° श पर बरफ़ सदृश्य घन होकर जम जाता है।

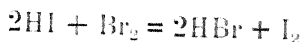
इस गैस का आपेक्षिक घनत्व ६३ (H = 1) है। गरम करने से यह सरलता से विच्छेदित हो जाता है। धातु के गरम तारों से छूने से तो यह और भी शीघ्रता से विच्छेदित हो जाता है। वायु में खुला रखने से भी यह सूर्य्य प्रकाश में विच्छेदित हो जाता है।

यह जल में बहुत अधिक विलेय होता है और इस प्रकार घुलकर इस समुदाय के अन्य यौगिकों के सदृश आम्लिक विलयन बनता है। साधारण दबाव पर इस आम्लिक विलयन में जब ५७·७ भाग प्रतिशत हाइड्रोजन आयोडाइड का रहता है तब यह १२७° श पर अपरिवर्तित स्रवित होता

है। इसका जलीय विलयन रंगहीन होता है किन्तु धीरे धीरे आयोडीन के मुक्त होने से कपिल वर्ण का हो जाता है।

हाइड्रोजन आयोडाइड न स्वयं दहनशील है और न दहन का पोषक है। विच्छेदित होने पर यह नवजात हाइड्रोजन उत्पन्न करता है। अतः हाइड्रोजन आयोडाइड एक बहुत प्रबल लघ्वीकारक होता है। इस कार्य के लिये यह कार्बनिक रसायन में बहुत अधिक व्यवहृत होता है।

हाइड्रोजन आयोडाइड और उसके लवण क्लोरीन वा ब्रोमीन से शीघ्र ही विच्छेदित होकर आयोडीन मुक्त करते हैं।

$$2HI + Br_2 = 2HBr + I_2$$

आयोडाइड। जिस प्रकार क्लोराइड और ब्रोमाइड प्राप्त होते हैं उसी प्रकार आयोडाइड भी प्राप्त होते हैं। अधिकांश आयोडाइड जल में सरलता से घुल जाते हैं। अविलेय आयोडाइडों में सिल्वर आयोडाइड (AgI) मरक्यूरस आयोडाइड (HgI). मरक्यूरिक आयोडाइड (HgI_2). क्यूप्रस आयोडाइड ($Cu_2 I_2$) और लेड आयोडाइड (PbI_2) हैं। लेड आयोडाइड लेड क्लोराइड और ब्रोमाइड की भांति ठंडे जल में धीरे धीरे और गरम जल में शीघ्र घुल जाता है।

संगठन। जिस प्रकार हाइड्रोजन क्लोराइड वा हाइड्रोजन ब्रोमाइड के संगठन सिद्ध करते हैं उसी प्रकार हाइड्रोजन आयोडाइड के संगठन का भी ज्ञान प्राप्त होता है। इसके घनत्व से निश्चित होता है कि इसका अणुसूत्र HI है।

परीक्षा। हाइड्रोजन आयोडाइड वा अन्य आयोडाइडों के विलयन में सिल्वर नाइट्रेट के विलयन डालने से सिल्वर आयोडाइड का पीला अवक्षेप अलग हो जाता है। यह अवक्षेप अमोनिया और नाइट्रिक अम्ल में अविलेय होता है।

हाइड्रोजन आयोडाइड में मैंगनीज़ डाइ-आक्साइड और गन्धकाम्ल को डालकर गरम करने से बैंगनी रंग का वाष्प निकलता है जिससे यह

आयोडीन शीघ्रता से पहचाना जा सकता है।

आयोडाइड में क्लोरीन का जल डालने से आयोडीन मुक्त होजाता है और कार्बन डाइ-सल्फाइड में यह घुलकर सुन्दर बैगनी रंग उत्पन्न करता है। मुक्त आयोडीन को स्टार्च के संसर्ग में लाने से स्टार्च नीला हो जाता है।

अभ्यासार्थ प्रश्न।

१. शुद्ध हाइड्रोजन क्लोराइड कैसे तैयार होता है?

२. शुद्ध शुष्क हाइड्रोजन क्लोरइड कैसे तैयार होता है? इसके मुख्य मुख्य गुणों का वर्णन करो।

३. आयतन के बिचार से HCl के संगठन को कैसे निर्धारित करोगे?

(कलकत्ता १६२४)

४. हैलोजन हाइड्राइड के तैयार करने की विधियों और उनके गुणों का वर्णन करो?

हैलोजन, तत्वों के एक समुदाय के अंग हैं। इसे प्रतिपादित करो।

(बम्बई १६२७)

५. हाइड्रोजन ब्रोमाइड और हाइड्रोजन आयोडाइड के तैयार करने की विधियों और उनके गुणों का वर्णन करो।

इस बात का कारण बताओ कि हाइड्रोजन क्लोराइड के तैयार करने की क्रियाओं से ये क्यों नहीं साधारणतः तैयार किये जाते हैं।

(बम्बई १६१६)

६. गन्धकाम्ल और (१) सोडियम ब्रोमाइड, (२) पोटासियम आयोडाइड, के बीच क्या क्रियाएं होती हैं?

(मद्रास १६१७)

७. हाइड्रोक्लोरिक अम्ल का निर्माण कैसे होता है? व्यापारिक अम्ल में क्या क्या अपद्रव्य रहते हैं? हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के मुख्य मुख्य उपयोग क्या हैं।

८. रशायनशाला में हाइड्रोब्रोमिक अम्ल के जलीय विलयन तैयार करने की विधि का विस्तारसे वर्णन करो। कैसे प्रमाणित करोगे कि हाइड्रोजन ब्रोमाइड का सूत्र HBr है ?

९. धातुओं के क्लोराइड, ब्रोमाइड और आयोडाइड कैसे तैयार होते हैं ? इसे समीकरण के द्वारा प्रगट करो।

परिच्छेद १८

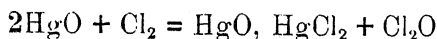
हैलोजन के आक्सी-यौगिक।

हैलोजन वर्ग के तत्वों में फ़्लोरीन आक्सिजन के साथ कोई यौगिक नहीं बनता। क्लोरीन आक्सिजन के साथ तीन आक्साइड और तीन अम्ल बनता है। इन तीन आक्साइडों के नाम क्लोरीन मनाक्साइड (Cl_2O) क्लोरीन डाइ-आक्साइड वा क्लोरीन पेराक्साइड (ClO_2) और क्लोरीन हेप्टाक्साइड (Cl_2O_7) हैं। तीनों अम्लों के नाम हाइपोक्लोरस अम्ल($HClO$) क्लोरिक अम्ल ($HClO_3$) और परक्लोरिक अम्ल ($HClO_4$) हैं। ब्रोमीन आक्सिजन के साथ कोई आक्साइड नहीं बनता। यह केवल दो अम्ल बनता है। हाइपो-ब्रोमस अम्ल ($HBrO$) और ब्रोमिक अम्ल ($HBrO_3$)। आयोडीन आक्सिजन के साथ दो आक्साइड और तीन अम्ल बनता है। आक्साइडों के नाम आयोडीन डाइ-आक्साइड (IO_2 or I_2O_4) और आयोडीन पेन्टाक्साइड (I_2O_5) हैं और अम्लों के नाम हाइपोआयोडस अम्ल (HIO) आयोडिक अम्ल (HIO_3) और परआयोडिक अम्ल (H_5IO_6) हैं।

क्लोरीन मनाक्साइड।

Cl_2O

तैयार करना। सूखे क्लोरीन को नूतन-अवक्षिप्त और सूखे मरक्यूरिक आक्साइड पर ऐसी नली में ले जाने से जिसका तापक्रम ऊंचा न हो यह गैस प्राप्त होती है। इस नली को शीतल जल में वा हिमीकरण मिश्रण में रखकर ठंढा कर सकते हैं। निकलती गैस को नमक और बरफ़ के हिमीकरण मिश्रण में ठंढा कर द्रवीभूत करते हैं। उर्ध्वस्थानापत्ति द्वारा इस गैस को इकट्ठा कर सकते हैं। यहां क्रिया इस प्रकार होती है।

$$2HgO + Cl_2 = HgO, HgCl_2 + Cl_2O$$

गुण । साधारण तापक्रम पर क्लोरीन मनाक्साइड हल्के पीले रंग की गैस होती है । क्लोरीन ऐसा इसमें हरा रंग नहीं होता । इसकी गन्ध कुछ कुछ क्लोरीन की सी होती है किन्तु इसमें क्लोरीन से सरलता से विभेद किया जा सकता है । यह बहुत अस्थायी होता है और गरम करने पर विस्फोटन के साथ विच्छेदित होता है । ठंढा करने पर यह गाढे पीले रंग के द्रव में परिणत होजाता है । यह द्रव -१९° श पर उबलता है । इसका द्रव गैस से बहुत अधिक विस्फोटक होता है । थोड़ा गरम करने पर वा कभी कभी एक पात्र से दूसरे पात्र में डालने पर तीव्रता के साथ विस्फुटित हो जाता है ।

यह जल में शीघ्र ही और अधिकता से घुल जाता है । इस प्रकार घुलकर हाइपोक्लोरस अम्ल बनता है ।

$$Cl_2O + H_2O = 2HClO$$

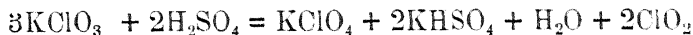
अतः क्लोरीन मनाक्साइड को हाइपोक्लोरस निरुद्क कह सकते हैं । ऐसे अनेक आक्साइड हैं जो जल में घुलकर अम्ल बनते हैं । ऐसे आक्साइडों को भी अम्ल निरुद्क कहते हैं ।

क्लोरीन मनाक्साइड प्रबल आक्सीकारक होता है । यह फ़ास्फ़रस और गन्धक को शीघ्र ही आक्सीकृत कर उन्हें आक्साइडों में (P_2O_5 और SO_3 में) परिणत कर देता है । रबड़, तारपीन के तेल सरीखे पदार्थ इस गैस में जलने लगते हैं ।

क्लोरीन पेराक्साइड ।

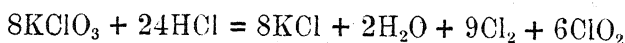
ClO_2

तैयार करना । १. पोटासियम क्लोरेट पर गन्धकाम्ल की क्रिया से यह तैयार होता है ।

$$3KClO_3 + 2H_2SO_4 = KClO_4 + 2KHSO_4 + H_2O + 2ClO_2$$

प्रयोग ३०—एक छोटे रिटार्ट में समाहृत गन्धकाम्ल को रखते हैं । इस

गन्धकाम्ल को हिमीकरण मिश्रण में ठंढा कर लेते हैं। तब उसमें बहुत बारीक चूर्ण पोटासियम क्लोरेट का थोड़ा थोड़ा डालते हैं। कुछ लाल द्रव बनता हुआ यह लवण घुल जाता है। यदि तापक्रम उच्च न किया जाय तो कोई गैस नहीं निकलती। गरम जल से बहुत धीरे धीरे और बड़ी सावधानी से गरम करने पर क्लोरीन पेराक्साइड निकलता है और उर्ध्वस्थानापत्ति द्वारा इकट्ठा किया जा सकता है।

२. गन्धकाम्ल के स्थान में यदि समाहृत हाइड्रोक्लोरिक अम्ल का प्रयोग हो तो क्लोरीन के साथ मिला हुआ क्लोरीन पेराक्साइड प्राप्त होता है।

$$8KClO_3 + 24HCl = 8KCl + 2H_2O + 9Cl_2 + 6ClO_2$$

एक समय क्लोरीन और क्लोरीन पेराक्साइड का यह मिश्रण एक विशिष्ट यौगिक समझा जाता था और इसका नाम "यू-क्लोरीन" दिया गया था किन्तु पीछे सिद्ध हुआ कि यह कोई विशिष्ट यौगिक नहीं है वरन् क्लोरीन और क्लोरीन पेराक्साइड का मिश्रण है।

गुण। क्लोरीन पेराक्साइड गाढे पीले रंग की भारी गैस है। इसकी गन्ध बहुत ही अरुचिकर होती है। बहुत अधिक वायु के साथ मिला कर सूंघने से भी सिर में दर्द हो जाता है।

हिमीकरण मिश्रण में यह रक्त द्रव में द्रवीभूत हो जाता है। यह द्रव १०° श पर उबलता है। द्रव और गैस दोनों ही विस्फ़ोटक होते हैं।

क्लोरीन पेराक्साइड बहुत ही अस्थायी यौगिक है। प्रकाश से यह धीरे धीरे तत्त्वों में विच्छेदित हो जाता है। विद्युत्-स्फुलिंग वा गरम तार के स्पर्श से यह विस्फ़ोटन के साथ विच्छेदित हो जाता।

यह पारे को आक्रान्त करता है। जल में विलेय होता है। अतः केवल उर्ध्वस्थानापत्ति द्वारा ही इकट्ठा किया जा सकता है।

यह बहुत प्रबल आक्सीकारक है। फ़ास्फ़रस इसमें आप से आप जलने लगता है। हाइड्रोजन सल्फ़ाइड भी इसमें आप से आप जल उठता है। कार्बनिक पदार्थ इसमें जल उठते हैं। चीनी और पोटासियम क्लोरेट के

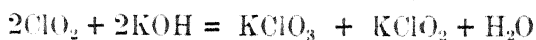
मिश्रण में एक दो बूंदें गन्धकाम्ल की डालने से पोटासियम क्लोरेट पर गन्धकाम्ल की क्रिया से क्लोरीन पेराक्साइड मुक्त हो मिश्रण को प्रज्वलित कर देता है जिससे सारा मिश्रण अकस्मात् जल उठता है।

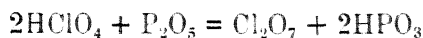
क्लोरीन पेराक्साइड को दाहक पोटाश में ले जाने से वह शोषित हो पोटासियम क्लोराइट और पोटासियम क्लोरेट बनता है।

$$2ClO_2 + 2KOH = KClO_3 + KClO_2 + H_2O$$

पोटासियम क्लोरेट   पोटासियम क्लोराइट

क्लोरीन हेप्टाक्साइड।

Cl_2O_7

तैयार करना। परक्लोरिक अम्ल पर फ़ास्फ़रस पेन्टाक्साइड की बड़ी सावधान क्रिया से यह प्राप्त होता है।

$$2HClO_4 + P_2O_5 = Cl_2O_7 + 2HPO_3$$

मिटा-फ़ास्फ़रिक अम्ल

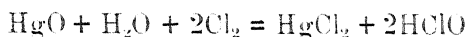
यह विधि आपदपूर्ण समझी जाती है, अतः बड़ी सावधानी से इस विधि का उपयोग करना चाहिये।

गुण। यह रंगहीन तेल सा द्रव होता है जो ८२° श पर उबलता है।

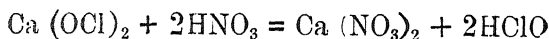
हाइपोक्लोरस अम्ल।

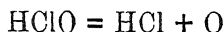
$HClO$

तैयार करना। १ क्लोरीन मनाक्साइड को जल में घुलाने से यह प्राप्त होता है। चूंकि क्लोरीन मनाक्साइड अवक्षिप्त मरक्यूरिक आक्साइड पर क्लोरीन की क्रिया से प्राप्त होता है अतः यह सीधे जल की उपस्थिति में अवक्षिप्त मरक्यूरिक आक्साइड पर क्लोरीन की क्रिया से प्राप्त हो सकता है।

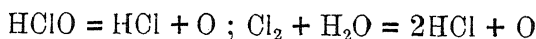
$$HgO + H_2O + 2Cl_2 = HgCl_2 + 2HClO$$

क्रियाफल को स्रवित करने पर हल्का अम्ल प्राप्त होता है।

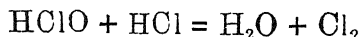
२. हाइपोक्लोराइट को तनु अम्लों से विच्छेदित कर स्रवित करने पर भी इसका तनु विलयन प्राप्त होता है।

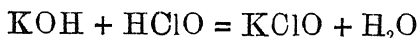
$$Ca(OCl)_2 + 2HNO_3 = Ca(NO_3)_2 + 2HClO$$

गुण। शुद्ध हाइपोक्लोरस अम्ल अभी तक प्राप्त नहीं हुआ है क्योंकि वह बहुत अस्थायी होता है। केवल इसके तनु जलीय विलयन प्राप्त हुये हैं। इन विलयनों को समाहृत करने से वे हाइड्रोजन क्लोराइड और आक्सिजन में विच्छेदित हो जाते हैं।

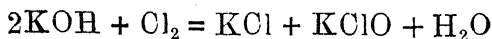
$$HClO = HCl + O$$

नवजात आक्सिजन

इस विच्छेदन के कारण ही यह प्रबल आक्सकारक और रंगनाशक होता है। यह क्लोरीन से दुगुना प्रबल आक्सकारक होता है क्योंकि क्लोरीन में दो परमाणु क्लोरीन से केवल एक परमाणु आक्सिजन का प्राप्त होता है किन्तु हाइपोक्लोरस अम्ल से एक परमाणु क्लोरीन से एक परमाणु आक्सिजन का प्राप्त होता है।

$$HClO = HCl + O \; ; \; Cl_2 + H_2O = 2HCl + O$$

हाइपोक्लोरस अम्ल हाइड्रोक्लोरिक अम्ल से निम्न समीकरण के अनुसार विच्छेदित हो जाता है।

$$HClO + HCl = H_2O + Cl_2$$

हाइपोक्लोराइट। हाइपोक्लोरस अम्ल के लवणों को हाइपोक्लोराइट कहते हैं। यहां हाइपोक्लोरस अम्ल का हाइड्रोजन धातुओं से स्थानापन्न हो जाता है। ये लवण धातुओं के हाइड्राक्साइडों पर हाइपोक्लोरस अम्ल की क्रिया से प्राप्त हो सकते हैं।

$$KOH + HClO = KClO + H_2O$$

किन्तु साधारणतः हाइड्राक्साइडों पर क्लोरीन की क्रिया से प्राप्त होते हैं

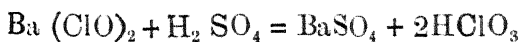
$$2KOH + Cl_2 = KCl + KClO + H_2O$$

हाइपोक्लोराइटों में सबसे महत्वपूर्ण लवण ब्लीचिंग पाउडर है, जो सूखे

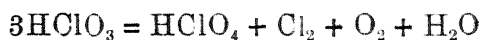
बुझे हुये चूने पर क्लोरीन की क्रिया से प्राप्त होता है। इस पाउडर पर अम्लों की क्रिया से क्लोरीन मुक्त होता है जो विरञ्जन का कार्य करता है। इस पाउडर का सविस्तर वर्णन कालसियम प्रकरण में किया जायगा।

क्लोरिक अम्ल।

$HClO_3$

तैयार करना। यह अम्ल बेरियम क्लोरेट पर तनु गन्धकाम्ल की क्रिया से प्राप्त होता है। अवक्षिप्त बेरियम सल्फ़ेट को निःस्यन्दन द्वारा पृथक् कर शून्य में समाहृत करने से प्रातिशत ४० भाग तक समाहृत अम्ल प्राप्त हो सकता है।

$$Ba(ClO)_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + 2HClO_3$$

अधिक समाहृत करने की चेष्टा करने पर यह निम्न समीकरण के अनुसार विच्छेदित हो है।

$$3HClO_3 = HClO_4 + Cl_2 + O_2 + H_2O$$

परक्लोरिक अम्ल

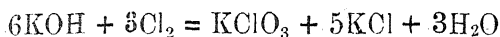
गुण। शुद्ध क्लोरिक अम्ल अबतक प्राप्त नहीं हुआ है। इसका सब से समाहृत विलयन रंगहीन सान्द्र द्रव होता है।

यह बहुत प्रबल अक्सीकारक है। अधिकांश कार्बननिक पदार्थ, कागज़ और लकड़ी, इतने शीघ्र आक्सीकृत हो जाते हैं कि अम्ल के डालने पर वे बहुधा जल उठते हैं।

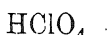
बहुत अधिक तनु विलयन में भी यह प्रबल रंगनाशक होता है।

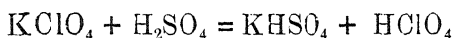
क्लोरेट। क्लोरिक अम्ल के लवणों को क्लोरेट कहते हैं। अम्ल की अपेक्षा ये लवण अधिक स्थायी होते हैं। ये सब जल में विलेय भी होते हैं। इनके गरम करने से आक्सिजन निकलता है। कुछ क्लोरेट बहुत उपयोगी हैं और अधिक मात्रा में तैयार होते हैं। पोटासियम क्लोरेट आक्सिजन तैयार करने, दियासलाई बनाने इत्यादि अनेक कामों में आता है। पोटासियम हाइड्राक्साइड के गरम समाहृत विलयन में क्लोरीन ले जाने से पोटासियम

क्लोरेट प्राप्त होता है।

$$6KOH + 3Cl_2 = KClO_3 + 5KCl + 3H_2O$$

पोटासियम क्लोराइड से कम विलेय होने के कारण आंशिक मणिभीकरण के द्वारा यह सरलता से पृथक् किया जाता है।

परक्लोरिक अम्ल।

$HClO_4$

तैयार करना। पोटासियम परक्लोरेट पर समाहृत गन्धकाम्ल की क्रिया से यह तैयार होता है।

$$KClO_4 + H_2SO_4 = KHSO_4 + HClO_4$$

शुद्ध और सूखे पोटासियम परक्लोरेट को चार गुने समाहृत गन्धकाम्ल के साथ मिलाकर एक छोटे रिटार्ट में रखकर धीरे धीरे स्रवित करने से पहले समाहृत और पीछे तनु परक्लोरिक अम्ल प्राप्त होता है। इसे समाहृत गन्धकाम्ल के साथ फिर स्रवित करने से शुद्ध परक्लोरिक अम्ल प्राप्त होता है।

गुण। परक्लोरिक अम्ल रंगहीन वाष्पशील द्रव होता है। वायु में यह धूम देता है। १५° श पर इसका घनत्व १.७८२ होता है।

क्लोरीन के अन्य आक्सी-अम्लों से यह अधिक स्थायी होता है तौ भी आक्सिजन से अलग होन की प्रवृत्ति के कारण यह भी बहुत प्रबल आक्सी-कारक होता है। काग़ज़, लकड़ी, वा कोयले पर इसकी एक बूंद के डालने से कभी कभी विस्फ़ोटन के साथ यह विच्छेदित हो जाता है। काग़ज़ इसके संसर्ग से जल उठता है। लकड़ी के सूखे कोयले के स्पर्श से तीव्र विस्फ़ोटन होता है। शरीर के चमड़े के साथ संसर्ग होने से बहुत कष्टदायी घाव हो जाता है। इसे जल में डालने से सिमसिमाहट की आवाज़ होती है।

इसमें विरञ्जन का गुण नहीं होता। इस बात में यह क्लोरीन के अन्य आक्सी-अम्लों से विभिन्न होता है।

यह प्रबल अम्ल है। यशद सरीखी धातुएं इसमें घुलकर लवण बनती

और हाइड्रोजन मुक्त करती हैं।

परक्लोरेट। परक्लोरिक अम्ल के लवणों को परक्लोरेट कहते हैं। ये साधारणतः जल में विलेय होते हैं। ये लवण क्लोरेट से अधिक स्थायी होते हैं। हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की क्रिया से परक्लोरेट से यू-क्लोरीन नहीं प्राप्त होता। इस क्रिया के द्वारा साधारणतः परक्लोरेट और क्लोरेट में विभेद करते हैं। पोटासियम परक्लोरेट सबसे महत्व का लवण है। पोटासियम क्लोरेट को द्रवित करने से यह बनता है और आंशिक मणिभीकरण के द्वारा पृथक् किया जाता है। यह पोटासियम क्लोराइड से बहुत कम विलेय होता है।

$$4KClO_3 = 3KClO_4 + KCl$$

हाइपोब्रोमस अम्ल।

$HBrO$

तैयार करना। यह ठीक उसी रीति से तैयार होता है जिस रीति से हाइपोक्लोरस अम्ल तैयार होता है।

गुण। इसके गुण हाइपोक्लोरस अम्ल के गुण के समान ही होते हैं। यह ४०° श पर शून्य में अविकृत स्रवित होजाता है। इसका जलीय विलयन हलके पयाल के रंग का होता है। इसके गुण भी जलीय हाइपोक्लोरस अम्ल के गुण के समान ही होते हैं। यह भी आक्सीकारक और विरञ्जक होता है। इसके लवण भी हाइपोक्लोरस अम्ल के लवण के समान ही अस्थायी होते हैं। हाइपोब्रोमाइट ब्रोमेट में परिणत हो जाता है।

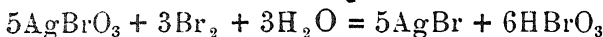
ब्रोमिक अम्ल।

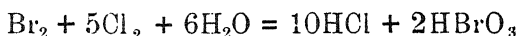
$HBrO_3$

तैयार करना। १. जिस रीति से क्लोरिक अम्ल तैयार होता है ठीक उसी रीति से ब्रोमिक अम्ल भी तैयार हो सकता है।

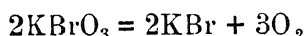
२. सिल्वर ब्रोमेट पर जल की उपस्थिति में ब्रोमीन की क्रिया से भी

निम्न समीकरण के अनुसार ब्रोमिक अम्ल बनता है । अविलेय सिल्वर ब्रोमाइड से निथारकर जलीय विलयन को पृथक् कर लेते हैं ।

$$5AgBrO_3 + 3Br_2 + 3H_2O = 5AgBr + 6HBrO_3$$

३. क्लोरीन गैस को ब्रोमिन में ले जाने से भी ब्रोमिक अम्ल बनता है किन्तु इसमें कुछ हाइपोक्लोरस अम्ल मिला रहता है ।

$$Br_2 + 5Cl_2 + 6H_2O = 10HCl + 2HBrO_3$$

गुण । इसके गुण बिलकुल क्लोरिक अम्ल के गुण के समान ही होते हैं ।

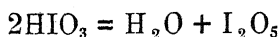
ब्रोमेट । ब्रोमिक अम्ल के लवण को ब्रोमेट कहते हैं । ये ठीक उसी रीति से तैयार होते हैं जिस रीति से क्लोरेट तैयार होते हैं । ब्रोमेट के गुण भी क्लोरेट के गुण के समान ही होते हैं । पोटासियम ब्रोमेट को गरम करने से यह पोटासियम ब्रोमाइड और आक्सिजन में ठीक उसी प्रकार विच्छेदित हो जाता है जिस प्रकार पोटासियम क्लोरेट किन्तु इसमें पोटासियम

$$2KBrO_3 = 2KBr + 3O_2$$

परब्रोमेट नहीं बनता । कुछ ब्रोमेट को गरम करने से वे धातु के आक्साइड बनते हैं ।

आयोडीन पेन्टाक्साइड ।

I_2O_5

तैयार करना । आयोडिक अम्ल को १८०° श तक गरम करने से आयोडीन पेन्टाक्साइड बनता है ।

$$2HIO_3 = H_2O + I_2O_5$$

गुण । यह सफ़ेद मणिभीय घन होता है । जल में विलेय होता है और इस प्रकार घुलकर आयोडिक अम्ल बनता है । हैलोजन तत्वों के अन्य आक्साइडों की अपेक्षा यह अधिक स्थायी होता है । ३००° श पर यह आक्सिजन और आयोडीन में विच्छेदित हो जाता है ।

हाइपोआयोडस अम्ल,

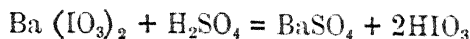
HIO

यह हाइपोक्लोरस और हाइपोब्रोमस अम्ल की भांति ही तैयार होता है और इसके गुण भी वैसे ही होते हैं।

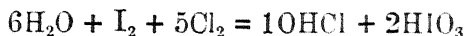
आयोडिक अम्ल।

HIO_3

तैयार करना। १. बेरियम आयोडेट के विलयन पर निम्न समीकरण के अनुसार जितने गन्धकाम्ल की आवश्यकता होती है उतने गन्धकाम्ल की क्रिया से प्राप्त हो सकता है।

$$Ba(IO_3)_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + 2HIO_3$$

अवक्षिप्त बेरियम सल्फ़ेट से निथार कर आयोडिक अम्ल का जलीय विलयन पृथक् कर लिया जाता है और १००° श पर अविकृत समाहृत किया जाता है।

२. जल में आस्रस्त आयोडीन में क्लोरीन गैस के ले जाने से निम्न समीकरण के अनुसार भी यह बनता है।

$$6H_2O + I_2 + 5Cl_2 = 10HCl + 2HIO_3$$

३. सब से अधिक सुविधा से यह आयोडीन को समाहृत नाइट्रिक अम्ल के साथ गरम करने से प्राप्त होता है।

$$3I_2 + 10HNO_3 = 6HIO_3 + 10NO + 2H_2O$$

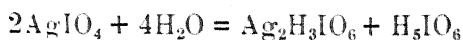
इसके लिये एक भाग आयोडीन को १० से १२ भाग तक अम्ल के साथ रिटार्ट में रखकर आक्सिजन की धारा में गरम किया जाता है। नाइट्रोजन पेराक्साइड का कपिल धूम बनता है। जब क्रिया कुछ धीमी हो जाती है तब विलयन को तब तक समाहृत करते हैं जब तक वह रंगहीन नहीं हो जाता। इस प्रकार विलयन का सारा नाइट्रिक अम्ल निकल जाता है। अब जल-उष्मक पर समाहृत करके ठंढा करने से आयोडिक अम्ल के मणिभ प्राप्त होते हैं।

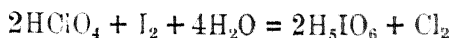
आम्लिक लवण बनता है: एक-आम्लिक पोटासियम आयोडेट KIO_3, HIO_3 और द्विआम्लिक पोटासियम आयोडेट $KIO_3 , 2HIO_3$

परआयोडिक अम्ल।

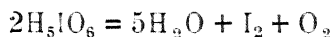
$$H_5 IO_6$$

तैयार करना। १, सिल्वर परआयोडेट को जल के साथ उबालने से एक भास्मिक सिल्वर लवण और परआयोडिक अम्ल प्राप्त होता है।

$$2AgIO_4 + 4H_2O = Ag_2H_3IO_6 + H_5IO_6$$

२. परक्लोरिक अम्ल पर आयोडीन की क्रिया से भी परआयोडिक अम्ल प्राप्त होता है।

$$2HClO_4 + I_2 + 4H_2O = 2H_5IO_6 + Cl_2$$

गुण। परआयोडिक अम्ल रंगहीन मणिभीय प्रस्वेद्य घन होता है। यह जल में अधिक विलेय होता है।

१३३° श पर यह पिघलता है और १४०° श पर आयोडिन पेन्टाक्साइड, जल और आक्सिजन में पूर्ण रूप से विच्छेदित हो जाता हैं।

$$2H_5IO_6 = 5H_2O + I_2 + O_2$$

परआयोडेट। परआयोडिक अम्ल के लवण परआयोडेट अनेक प्रकार के होते हैं। इन लवणों का संगठन बहुत पेचीला है। क्षरीय धातुओं के पर-आयोडेट, आयोडेट पर आयोडीन की क्रिया से प्राप्त होते हैं। अन्य परआयोडेट इन क्षरीय धातुओं के परआयोडेटों से युग्म विच्छेदन द्वारा प्राप्त हो सकते हैं। बेरियम परआयोडेट बहुत स्थायी होता है और बेरियम आयोडेट को रक्त तप्त करने से प्राप्त हो सकता है।

अभ्यासार्थ प्रश्न।

१. क्लोरीन के ऐसे तीन महत्त्व पूर्ण लवणों का सूत्र लिखो जिन में पोटासियम और क्लोरीन के अतिरिक्त अक्सिजन विद्यमान हो। प्रत्येक लवण तैयार करने की विधियों और उनकी लाक्षणिक क्रियाओं का वर्णन करो

और यह भी वर्णन करो कि प्रत्येक से (१) तदनुरूप अम्ल (२) क्लोरीन (३) आक्सिजन कैसे प्राप्त हो सकता है ।

(मद्रास १९२७)

२, क्लोरिक अम्ल, ब्रोमिक अम्ल, आयोडिक अम्ल और इनके लवणों के विषय में क्या जानते हो ?

३. शुष्क और आर्द्र क्लोरीन की मरक्यूरिक अक्साइड पर क्या क्रियाएं होती है ?

४. दाहक पोटाश के विलयन में क्लोरीन की क्रिया से क्या बनता है ?

५. क्लोरिक अम्ल और परक्लोरिक अम्ल कैसे प्राप्त होते हैं ? इनके गुणों में क्या भेद है और किस क्रिया से एक दूसरे को विभेद कर सकते हैं ?

६. क्लोरीन और आक्सिजन के कितने यौगिक होते हैं और उन्हें तुम कैसे तैयार करोगे ? इन आक्साइडों के मुख्य मुख्य गुणों का वर्णन करो।

७. परआयोडिक अम्ल और इनके लवणों के सम्बन्ध में क्या जानते हो ?

परिच्छेद १६

वायुमंडल और नाइट्रोजन।

जिस वायु के समुद्र के पेंदे में हमलोग स्थित है उसे वायुमण्डल कहते हैं। टारनीसेर्ली ने १६४३ ई० में पहले-पहल प्रमाणित किया कि वायु में भार होता है और उसको मापन के यन्त्र वायु-दबाव-मापक-बैरोमीटर-का आविष्कार किया। पर इस यन्त्र का नाम पहले-पहल बायल द्वारा १६६४-१६६५ ई० में दिया गया। वायुमण्डल का दबाव इस प्रकार सरलता से दिखलाया जा सकता है।

प्रयोग ३१—एक लम्बी, एक ओर बन्द कांच नली को पारे से भरकर पारद भरी द्रोणी में औंधा देने से नली का पारद गिरकर एक विशेष उत्सेद पर स्थित हो जाता है। इसके ऊपर का स्थान शून्य होता है। इस द्रोणी के ऊपर से यदि वायु पम्प द्वारा खींच ली जाय तो पारद का उत्सेद धीरे धीरे गिरना शुरू होगा और द्रोणी के पारद की तह के प्रायः बराबर तक पहुंच जायगा। अब इसमें वायु प्रवेश कराने से फिर नली के पारद का उत्सेद उठना शुरू होगा और अन्त में उसी ऊंचाई पर पहुंच जायगा जिस पर पहले था।

यह वायुमण्डल कहां तक फैला हुआ है, यह ठीक ठीक ज्ञात नहीं, क्योंकि गुरूत्वाकर्षण के कारण इसकी ऊंचाई में भी अन्तर होता है। वायु का घनत्व वायुमण्डल में सर्वत्र समान नहीं होता। पृथ्वीतल से ऊपर बढ़ने पर धीरे धीरे कम होता जाता है। ऐसा समझा जाता है कि पृथ्वीतल के ऊपर ४० से ४५ मील तक वायु में कुछ न कुछ घनत्व विद्यमान है।

सूखी वायु के एक लिटर की तौल, ०° श और ७६० मम. दबाव पर, पेरिस के अक्षांश में रेनो द्वारा १·१९३४९ ग्राम, बर्लिन के अक्षांश में लाश द्वारा १·२९३६३५ ग्राम और रेले द्वारा पेरिस में १·२९३२७ ग्राम और जेनोवा में गाई द्वारा १·२९३० ग्राम पाई गई है। इन प्रयोगों से एक लिटर

वायुकी औसत तौल १·२९२८ ग्राम प्राप्त होती है। यह स्मरण रखना चाहिये कि कुछ सीमा तक वायु का संगठन बदलता है। अतः इसकी तौल में कुछ अन्तर पड़ना अनिवार्य्य है।

इंगलैण्ड के अक्षांश पर, समुद्र तल पर, वायु का दबाव ०° श पर पारद के ७६० मम. स्तम्भ के बराबर है। अतः यह दबाव प्रमाण दबाव माना गया है। पृथ्वीतल पर के भिन्न भिन्न भागों के सूर्य्य द्वारा न्यूनाधिक तप्त होने से भिन्न भिन्न स्थानों के वायुमण्डल के तापक्रम में परिवर्तन होता है और इसके कारण पवन चलता है। यह पवन का चलना स्थानीय हो सकता है वा सर्वव्यापी।

कभी कभी इस देश में विशेषतः शीतकाल में वायुमण्डल में कुहरा हो जाता है। यह धूलकण के द्वारा जलवाष्प के द्रवीभूत होने से होता है। धूलकण के द्वारा ही यह कुहरा बनता है, वह इस बात से प्रमाणित होता है कि छनी हुई वायु में कुहरा नहीं बनता। कुहरा पड़ने पर जो जल जम जाता है उसके विश्लेषण से मालूम होता है कि इसमें कार्बन, हाइड्रोकार्बन, गन्धकाम्ल लोहा, लोहे का आक्साइड और सिलिका विद्यमान हैं। कुहरा पड़ने के समय वायु में कार्बन डाइ-आक्साइड की मात्रा बहुत बढ़ जाती है।

वायु पहले-पहल केले द्वारा द्रवीभूत हुई थी और तब रोबलेवस्की और डेवर द्वारा अध्ययन की गई। आज कल लिण्डे और हैम्पसन की मशीनों द्वारा बड़ी मात्रा में द्रव वायु प्राप्त होती है। इस प्रकार से प्राप्त द्रव वायु संगठन में समान नहीं होती। द्रवीकरण की विभिन्नता से इसके संगठन में भी विभिन्नता हो जाती है। द्रव वायु की सहायता से निम्न तापक्रम पर अनेक अन्वेषण आजकल हो रहे हैं। इस की सहायता से बहुत उच्च वर्ग का शून्य उत्पन्न होता है। द्रव वायु में रबड़ को डुबा कर जमीन पर पटकने से वह कांच सा चूरचूर हो जाता है। पके केले को इसमें एक बार डूबाकर फिर निकाल कर हथौड़े से पीटने से वे टूटते नहीं। क्लोरीन और ब्रोमीन इसमें क्रमशः पीत-श्वेत और रक्त-पीत घन में जम जाते हैं। फ़ास्फ़रस को इसमें डूबाकर गरम लोहे के तार से छूने से तीव्र विस्फोटन

होता है।

लिण्डे मशीन का क्या सिद्धान्त है इसका उल्लेख आक्सिजन प्रकरण में हो चुका है।

वायु में क्या है। वायुमण्डल की वायु में मुख्यतः आक्सिजन और नाइट्रोजन हैं इसका उल्लेख पूर्व में हो चुका है। इन दोनों गैसों के सिवा आर्गन, जलवाष्प, कार्बन डाइ-आक्साइड, अमोनिया, हाइड्रोजन, हाइड्रोजन पेराक्साइड, ओज़ोन, हीलियम, कार्बनिक पदार्थ, गन्धक के यौगिक, क्लोरीन, के यौगिक, नाइट्रोजन के आक्साइड, आस्रस्तकण (धूलकण) थोड़ी बहुत मात्रा में कोई कोई सर्वदा ही और कोई कोई किसी किसी समय विद्यमान रहते हैं।

वायु मिश्रण है वा यौगिक। स्वभावतः यह प्रश्न उठता है कि वायु मिश्रण है वा यौगिक। इस प्रश्न का उत्तर देने के पूर्व मिश्रण और यौगिक के भेद को जान लेना आवश्यक है।

१. मिश्रण का कोई नियत संगठन नहीं होता किन्तु यौगिकों का एक नियत संगठन होता है।

२. मिश्रण के अवयव किसी भी निष्पत्ति में मिलाने से मिश्रण बन जाते हैं किन्तु चूंकि यौगिकों का संगठन एक नियत निष्पत्ति में ही होता है अतः एक निष्पत्ति में ही यौगिक के अवयव परस्पर मिलकर यौगिक बनते हैं। जिन तत्त्वों से यौगिक बनता है उन तत्त्वों की तौल या तो उनके परमाणु भार के अनुपात में होती है अथवा उन के परमाणुभार के अनुपात के किसी अभिन्न अपवर्त्य में।

३. मिश्रण के गुण इसके अवयवों के गुण का योग होता है किन्तु यौगिक के भौतिक और रासायनिक दोनों गुण इसके संयोजक तत्त्वों के गुणों से भिन्न होते हैं।

४. मिश्रण के बनने में किसी प्रकार का तापीय परिवर्तन नहीं होता किन्तु यौगिकों के बनने में तापीय परिवर्तन अनिवार्य्य है।

५. जब गैसीय पदार्थ मिलकर गैसीय यौगिक बनते हैं तब साधारणतः उनमें आयतन का परिवर्तन होता है।

६. यौगिकों को जल में घुलाने से उनके संगठन में कोई अन्तर नहीं पड़ता। कार्बन डाइ-आक्साइड को जल में घुलाकर फिर उसे निकालने से इसके संगठन में कोई भेद नहीं होता। हाइड्रोजन क्लोराइड गैस को जल में घुलाकर फिर उसे निकाल डालने से वह ज्यों का त्यों रहता है किन्तु मिश्रण में ऐसा नही होता। मिश्रण के घुलाने से उनके अवयव भिन्न भिन्न मात्रा में घुलते हैं और इससे विलयन से फिर निकालने पर वे पूर्व मिश्रण से भिन्न हो जाते हैं।

उपरोक्त मिश्रण और यौगिकों के भेदों को हम वायु में परीक्षा करें और देखें कि वायु मिश्रण है वा यौगिक।

१. वायु का संगठन सब ही अवस्थाओं में समान नहीं होता। भिन्न भिन्न स्थानों की वायु में उसके अवयवों का अनुपात कुछ कुछ भिन्न होता है।

२. वायु में प्रतिशत तौल में नाइट्रोजन का भाग ७६·५८ और आक्सिजन का २३·००५ रहता है। इन संख्याओं को इनके परमाणुभार से विभाजित करने पर निम्न अंक प्राप्त होते हैं।

$$\text{नाइट्रोजन} = \frac{७६·०५८}{१४} = ५·४३३$$

$$\text{आक्सिजन} = \frac{२३·००५}{१५·६६} = १·४४१$$

अतः नाइट्रोजन और आक्सिजन का अनुपात ५·४३३:१·४४१ वा ३·७७:१ हुआ वा लगभग १५:४ हुआ। यदि यहां नाइट्रोजन और आक्सिजन संयुक्त है तो ऐसे यौगिक का सूत्र $N_{15}O_4$ वा $NO_{0.25}$ होता है। वायुके इन दोनों अवयवों का अनुपात इनके परमाणुभार वा परमाणु के अभिन्न अपवर्त्य के अनुकूल नहीं है।

३. वायु के गुण इसके अवयवों के गुणों के औसत होते हैं। इनके गुणों

में कोई ऐसा परिवर्तन नहीं होता जिस से कहा जाय कि इनके बीच रासायनिक क्रियाएं हुई हैं।

४. नाइट्रोजन और आक्सिजन को उसी अनुपात में जिस अनुपात में वे वायु में विद्यमान हैं मिलाने से बिलकुल वायु सा पदार्थ बनता है और इस क्रिया में कोई तापीय परिवर्तन नहीं होता।

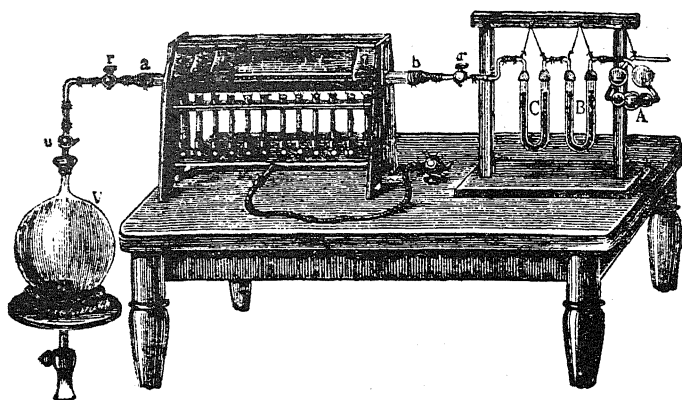
५. नाइट्रोजन और आक्सिजन को मिलाकर वायु बनाने में आयतन का कोई परिवर्तन भी नहीं होता।

६. वायु के अवयवों को भौतिक साधनों से-जल में घुलाकर, वा आंशिक व्यापन के द्वारा, वा द्रव वायु को उड़ाकर पृथक् कर सकते हैं।

७. जल में घुली हुई वायु को निकाल कर परीक्षा करने से मालूम होता है कि ऐसी वायु में साधारण वायु की अपेक्षा नाइट्रोजन से आक्सिजन का अनुपात अधिक होता है। साधारण वायु में १ आयतन आक्सिजन के साथ प्रायः ४ आयतन नाइट्रोजन का मिला रहता है किन्तु जल की घुली हुई वायु में १ आयतन आक्सिजन के साथ प्रायः २ आयतन ही नाइट्रोजन का रहता है।

इन कारणों से स्पष्ट है कि वायु नाइट्रोजन और आक्सिजन का मिश्रण है न कि यौगिक।

वायु का संगठन।

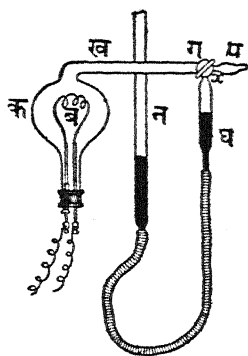
तौल सम्बन्धी विधि। वायु के आक्सिजन और नाइट्रोजन की तौल मालूम करने के लिये चित्र में दिये हुए उपकरण को पहले पहल फ्रांसीसी रसायनज्ञों ने प्रयुक्त किया था। इस उपकरण में V एक बड़ा बैलून है जिसे जहां तक हो सके पम्प द्वारा शून्य किया जाता है। इस बैलून को a b शून्य की हुई नली से जोड़ देते हैं। इस नली में हाइड्रोजन के द्वारा शुद्ध किया हुआ ताम्र रखकर नली को भट्टी में रक्त-तप्त करते हैं। इस नली की दूसरी ओर दो यू-नलियां C और B और एक बल्ब-नली A जोड़ी हुई है। इस

चित्र ४६

अन्तिम नली में दाहक पोटाश और दूसरी C और B नलियों में समाहृत गन्धकाम्ल में डुबाया हुआ झांवा रखा जाता है ताकि इन नलियों में अमोनिया, कार्बन डाइ-आक्साइड और जल पूर्ण रूप से शोषित हो जाय। ज्यों ही a b नली तप्त हो जाती है। रोधनी r को खोलकर धीरे धीरे वायु ताम्र के बीच से होकर प्रवेश कराई जाती है। यहां सारे आक्सिजन को ताम्र ग्रहण कर लेता और नाइट्रोजन आकर बैलून में इकट्ठा होता है। प्रयोग समाप्त होने पर रोधनी को बन्द कर बैलून और a b नली को निकाल कर यथार्थतः तौलते हैं। इन्हें प्रयोग के पूर्व भी शून्य करके तौल लेते हैं। बैलून की तौल की बृद्धि से नाइट्रोजन और आर्गन की तौल का ज्ञान होता है और नली की तौल की बृद्धि से आक्सिजन की तौल का ज्ञान होता है। इस नली में दूसरी बार तौलने पर कुछ नाइट्रोजन और आर्गन रह जाता है अतः इस नली को शून्य करके फिर तौलते हैं और इससे तौल में जो कमी होती है उसे बेलून की तौल में जोड़ देते और आक्सिजन की तौल से निकाल डालते हैं। इस प्रकार अनेक प्रयोगों से मालूम हुआ है कि वायु में निम्न तौल में ये गैसें विद्यमान हैं।

आक्सिजन = २३·००५ भाग

नाइट्रोजन और आर्गन = ७६·९९५ ”

आयतन सम्बन्धी विधि। उपरोक्त तौल सम्बन्धी विधि हर प्रयोगशाला में काम में नहीं लाई जा सकती। इसके लिये अच्छे पम्प और अच्छी तुला की आवश्यकता होती है जो प्रत्येक प्रयोगशाला में प्राप्त नहीं है पर आयतन सम्बन्धी विधि उतनी कठिन नहीं है।

इसके लिये जौली के उपकरण से अच्छा फल प्राप्त होता है। इसमें एक कांच का बल्ब 'क' होता है जिसके अन्दर ताम्र के तार का टुकड़ा रक्त-तप्त किया जा सके। इस बल्ब का समावेशन प्रायः १०० घ.सम. होता है और यह एक नली 'ख' से जुड़ा होता है जिसके अन्त में तीन मार्ग वाली रोधनी 'ग' लगी रहती है। यह रोधनी एक निकास मार्ग से छोटी नली 'प' से जुड़ी रहती है। यह नली खुली रहती है। दूसरे मार्ग से यह रोधनी भी एक बेरोमीटर से जिसमें 'घ' 'न' दो नलियां रहती हैं जुड़ी रहती हैं। 'न' नली ऊपर और नीचे उठाई जा सकती है और इसके पीछे एक स्केल होता है जिसके द्वारा पारद का उत्सेद जाना जा सकता है। रोधनी के घुमाने से बल्ब के साथ आवश्यकतानुसार केवल 'प' को जोड़ सकते है वा केवल 'घ' को वा दोनों 'घ' और 'प' को या दोनों से बन्द कर सकते हैं।

चित्र ४७

पहले 'प' को पम्प में जोड़ कर रोधनी के खोल देने से बल्ब को शून्य करते हैं। वायु को तब गन्धकाम्ल के द्वारा सुखाकर 'प' के द्वारा प्रवेश कराते हैं। बल्ब को तब पिघलते बरफ़ के पात्र में रखकर उसका तापक्रम ०° श पर लाते हैं। जब बल्ब का तापक्रम ०° श हो जाता है तब 'न' को उठाकर 'घ' के पारद को नली के सबसे ऊपर भाग पर लाते हैं। अब रोधनी को खोलकर बल्ब की गैस को 'घ' के संसर्ग में लाते हैं और इस प्रकार 'न' में 'क' पारद के उत्सेद को पढ़कर गैस के दबाव को मालूम करते हैं। अब

बरफ़ के पात्र को बल्ब से हटाकर ताम्र के तार को विद्युत्-धारा के द्वारा गरम करते हैं। इस प्रकार वायु का आक्सिजन ताम्र के साथ मिलकर कापर आक्साइड बनता है। इसके बाद बल्ब को फिर ०° श पर बरफ़ के द्वारा लाकर इसकी बची गैस के दबाब को 'न' में पढ़ते हैं। इस प्रकार बची गैस का दबाव मालूम हो जाता हैं। यदि यह दबाव $द_{1}$ है और पहले का दबाव द था तो आक्सिजन के निकल जाने से दबाव की कमी $द-द_{1}$ हुई। चूंकि दोनों अवस्थाओं में तापक्रम ०° श था अतः आक्सिजन का आयतन प्रतिशत $\frac{द-द_{1} \times १००}{द}$ हुआ।

इस प्रकार के प्रयोगों से मालूम होता है कि १०० आयतन वायु में आक्सिजन का २०·९६३ आयतन है और नाइट्रोजन और अर्गन का ७९·०३७ आयतन है।

जल वाष्प। वायु में जल-वाष्प की मात्रा तापक्रम के साथ बदलती रहती है। उच्च तापक्रम पर जल-वाष्प की मात्रा अधिक रह सकती है और निम्न तापक्रम पर कम।

साधारणतः इसकी मात्रा प्रतिशत एक आयतन से अधिक नहीं होती किन्तु विशेष विशेष अवस्थाओं में ३ वा ४ तक हो सकती है। वायु के ज्ञात आयतन को यू-नली में रखे हुये कालसियम क्लोराइड पर ले जा कर शोषित कराने से यू-नली की तौल में जो बृद्धि होती है उससे इसकी मात्रा का ज्ञान होता है।

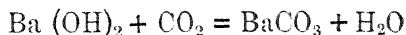
हीलियम वर्ग की गैसें। हीलियम वर्ग की अनेक गैसें भी वायु-मण्डल की वायु में पाई जाती हैं। इन गैसों के आविष्कार का इतिहास और उनका वर्णन आगे दिया जा रहा है।

कार्बन डाइ-आक्साइड। वायुमण्डल की वायु में कार्बन डाइ-आक्साइड की मात्रा स्थायी नहीं रहती वरन् बहुत कुछ बदलती रहती है। सांस लेने, जलने और सड़ने से कार्बन डाइ-आक्साइड निकलता है। इस कारण खुली हवा की अपेक्षा निवास स्थान की वायु में इसकी मात्रा अधिक

रहती है। साधारणतः प्रति १०,००० आयतन में ग्रामों की वायु में ३ से ४ आयतन कार्बन डाइ-आक्साइड का रहता है किन्तु नगरों की वायु में इसकी मात्रा ८ तक पहुंच जाती है। जिस कमरे में वायु के प्रवेश का समुचित प्रबन्ध नहीं रहता वहां तो भीड़ में इसकी मात्रा और भी अधिक हो जाती है। कम ऊंचाई से अधिक ऊंचाई पर इसकी मात्रा साधारणतः अधिक पाई जाती है।

चूंकि कार्बन डाइ-आक्साइड की मात्रा पर स्थान की अरोग्यता बहुत कुछ निर्भर करती है अतः इसका निर्धारण बहुत महत्व का है। इसकी मात्रा दोनों तौल सम्बन्धी और आयतन सम्बन्धी विधि से निर्धारित की जाती है। तौल सम्बन्धी विधि में वायु के ज्ञात आयतन को अमोनिया और जल-वाष्प से गन्धकाम्ल के द्वारा मुक्त कर दाहक पोटाश की तौली हुई नली में ले जाते हैं। वहां वायु का कार्बन डाइ-आक्साइड पोटाश द्वारा शोषित हो जाता है। इस प्रकार कम से कम ४० लिटर वायु पोटाश पर ले जाने से तब इस पोटाश नली की तौल में पर्याप्त वृद्धि होती है और इस वृद्धि से कार्बन डाइ-आक्साइड की मात्रा का ज्ञान होता है।

आयतन सम्बन्धी विधि में पेटेनकोफ़र की विधि अधिक सुविधाजनक होती है। इस प्रयोग के लिये केवल १० लिटर वायु पर्याप्त है। कांच के एक बेलन की, जिसमें रबड़ का काग लगा हुआ है, अवश्यकता होती है। इसमें तुला की आवश्यकता नहीं होती। यहां बेरियम हाइड्राक्साइड के ज्ञात समाहरण के विलयन को वायु के ज्ञात आयतन के साथ हिलाने से वायु का कार्बन डाइ-आक्साइड बेरियम हाइड्राक्साइड के साथ अविलेय बेरियम कार्बनेट बनकर अवक्षिप्त हो जाता है।

$$Ba(OH)_2 + CO_2 = BaCO_3 + H_2O$$

और बचे हुये बेरियम हाइड्राक्साइड के किसी ज्ञात अंश में औक्जालिक अम्ल का प्रमाण विलयन डालकर बचे हुये बेरियम हाइड्राक्साइड की मात्रा मालूम कर लेते हैं। इस प्रकार कितना बेरियम हाइड्राक्साइड कितने कार्बन डाइ-आक्साइड के साथ मिल कर कार्बनेट बना है इसका पता चल जाता है।

और इससे कार्बन डाई-आक्साइड की मात्रा का ज्ञान हो जाता है।

चूने के पानी वा बेरियम हाइड्राक्साइड के पानी को वायु में रखने से यदि वायु में कार्बन डाइ-आक्साइड वर्तमान रहता है तो जल के ऊपर पपड़ी पड़ जाती है। इससे मालूम हो जाता है कि वायु में कार्बन डाइ-आक्साइड है वा नहीं।

अमोनिया। नाइट्रोजन वाले कार्बनिक पदार्थों के विच्छेदन से वायु में अमोनिया आ जाता है। अमोनिया की मात्रा साधारणतः बहुत कम रहती है किन्तु इसकी मात्रा बहुत कुछ बदलती रहती है। दिन की अपेक्षा रात्रि में इसकी मात्रा कुछ अधिक रहती है। वर्षा के बाद इसकी मात्रा बहुत घट जाती है। वर्षा के जल में कुछ अमोनिया अवश्य रहता है। प्रति १००० भाग में इसकी मात्रा ०.०५ भाग से ०.१० भाग तक पाई गई है।

नाइट्रिक अम्ल। वायु में बिजली की चमक से नाइट्रोजन और आक्सिजन संयुक्त हो आक्साइड बनते हैं और जलवाष्प के संसर्ग से ये आक्साइड नाइट्रिक अम्ल और नाइट्रस अम्ल में परिणत हो जाते हैं। वायु में इन नाइट्रिक अम्ल और नाइट्रस अम्ल की मात्रा भी बहुत कम रहती है।

अन्य पदार्थ। उपरोक्त पदार्थों के सिवा वायु में धूलकण, कार्बन, गन्धक के यौगिक और धातुओं के क्लोराइड भी पाये जाते हैं। ओज़ोन भी पाया जाता है। सम्भवतः वायु में बिजली के गिरने से ओज़ोन बनता है। कार्बन और गन्धक के यौगिक साधारणतः बड़े बड़े नगरों की वायु में ही जहां पत्थर के कोयले अधिक जलते हैं पाये जाते हैं।

हीलियम वर्ग की गैसें।

लार्ड रेले एक समय आक्सिजन, हाइड्रोजन और नाइट्रोजन के एक लिटर की तौल बड़ी सावधानी से निकाल रहे थे। आक्सिजन और नाइट्रोजन

को भिन्न भिन्न विधियों से तैयार कर वे उनकी तौल मालूम कर रहे थे। जल के विद्युत्-विच्छेदन से, पोटासियम क्लोरेट के गरम करने से, पोटासियम परमैंगनेट के गरम करने से जो आक्सिजन प्राप्त हुआ उसके एक लिटर की तौल बराबर ही निकली। पर अमोनिया से प्राप्त नाइट्रोजन की तौल वायुमण्डल से प्राप्त नाइट्रोजन की तौल से कम थी। यह कमी इतनी अधिक थी कि प्रयोगात्मक भूल के अन्तर्गत नहीं आ सकती थी। इससे मालूम हुआ कि इन दोनों विभिन्न रीतियों से प्राप्त गैसों की तौल की विभिन्नता का कारण कुछ और ही है। सन् १८९४ ई० में रामज़े और रेले दोनों मिलकर इस विभिन्नता के कारण को खोज निकालने में लगे और अन्त में सिद्ध किया कि वायुमण्डल के नाइट्रोजन में एक और निष्क्रिय और भारी गैस रहती है। इस निष्क्रिय गैस को वायु की अन्य गैसों से पृथक् कर प्राप्त करने के लिये दो विधियां काम में लाई गई।

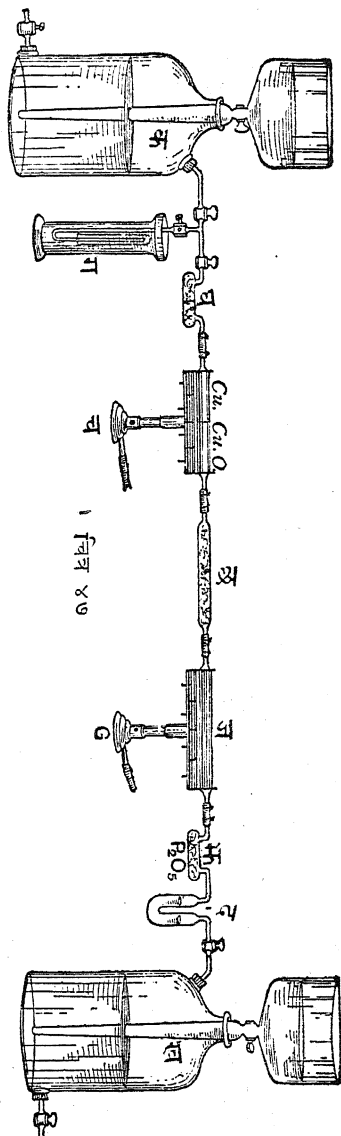
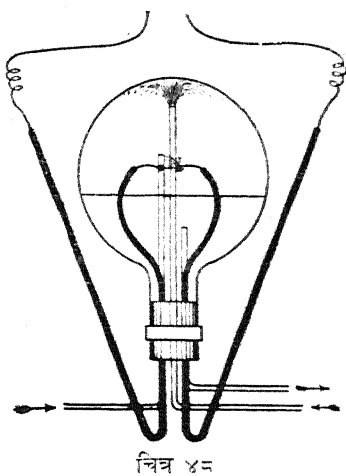
एक विधि में मैगनीसियम के रक्त-तप्त खरादन पर वायुमण्डल के नाइट्रोजन के ले जाने से मैगनीसियम नाइट्रोजन के शोषित कर नाइट्राइड में परिणत हो जाता है और आर्गन शेष रह जाता है। दूसरी विधि में दाहक क्षार की उपस्थिति में और आक्सिजन के आधिक्य में विद्युत्-स्फुलिंग के द्वारा नाइट्रोजन आक्साइड में परिणत हो कर दाहक क्षार में शोषित हो जाता है और अन्त में केवल आर्गन रह जाता है।

पहली विधि में जिस उपकरण का व्यवहार होता है उसका चित्र (चित्र ४७) यहां दिया हुआ है। इसमें 'क' और 'ख' गैस के दो धारक हैं जिसमें 'क' से 'ख' में वायुमण्डल का नाइट्रोजन बहता रहता है। यह नाइट्रोजन एक नली 'प' से होकर भी बहता है जिस में मैगनीसियम रखा रहता है। यह मैगनीसियम रक्त-तप्त रखा जाता है ताकि नाइट्रोजन इस में शोषित हो जाय। इसके बाद वह नाइट्रोजन रक्त-तप्त कापर आक्साइड रखी हुई नली में लाया जाता है जहां उसका कार्बनिक पदार्थ (यदि कोई रहता) पूर्ण रूप से जल कर कार्बन डाइ-आक्साइड और जल बन जाता है। मैगनीसियम की क्रिया से यदि कुछ हाइड्रोजन भी बनता है तो वह कापर आक्साइड के

'सर्ग से शीघ्र ही जल में परिणत
ताता है। ये यौगिक 'ग' और 'घ' के
-चूने में और 'च' और छ के
ास्फ़रस पेन्टाक्साइड में शोषित हो जाते
वायुमण्डल के नाइट्रोजन को प्रायः
ात दिन तक अनेक बार आगे और
ीछे ले जाने से नाइट्रोजन का आयतन
म होकर इस के आयतन का प्रायः
$\frac{1}{80}$ आयतन अन्त में रहगया। उस
अवशिष्ट गैस का घनत्व भी १४ से
बढ़कर १६·६४ हो जाता है।

दूसरी विधि में जो उपकरण प्रयुक्त
ोता है उसका चित्र (चित्र ४८) यहां दिया
ुआ है। वायुमण्डल का नाइट्रोजन एक
धारक से दूसरे गैस धारक में एक
ड़े कांच के गुब्बारा द्वारा पहुंचाया जाता
है। उस कांच के गुब्बारे में तांबे के दो
विद्युत्द्वार लगे रहते हैं जिनके छोर मोटे
और प्लाटिनम के होते हैं। एक नली के
द्वारा दाहक सोडा के विलयन की धारा
उसमें प्रवेश करती है। उस दाहक सोडा
के विलयन से गुब्बारा शीतल रहता और
विद्युत् आर्क से जो नाइट्रस धूम बनता है
वह शोषित हो जाता है। उस गुब्बारे में
नाइट्रोजन और आक्सिजन के मिश्रण पर
एक प्रबल प्रत्यावर्तक धारा के द्वारा विद्युत्

चित्र ४७।

चित्र ४८

आर्क उत्पन्न किया जाता है। सारा नाइट्रोजन इस प्रकार आक्सिजन के साथ संयुक्त हो नाइट्स धूम बनकर सोडा में शोषित हो जाता है। अवशिष्ट आक्सिजन को फिर क्षारीय पाइरोगैलिक अम्ल के द्वारा शोषित हो जाने पर केवल आर्गन शेष रह जाता है।

आर्गन के अविष्कार के शीघ्र ही बाद वायु में हीलियम के होने का पता लगा। सन् १८६८ ई० में लौकेयर ने सूर्य्य की तापदीप्त गैसों के वर्णपट में एक पीत रेखा देखी जो सोडियम की दो रेखाओं से बहुत मिलती जुलती थी। उस रेखा का उन्हों ने D_3 नाम रखा। उसका तरंगदैर्घ्य ५८७५ था। पृथ्वीतल पर कोई ऐसी वस्तु ज्ञात नहीं थी जिसके वर्णपट में वह रेखा पाई जाती हो। लौकेयर और फ्रांकलैंड ने समझा था कि वह रेखा सूर्य्य में एक ऐसे तत्त्व की उपस्थित से प्राप्त हुई थी कि जिसका उस समय तक पृथ्वीतल पर अविष्कार नहीं हुआ था। इस कारण उन लोगों ने उसका नाम हीलियम रखा। १८८९ ई० में हेलब्राएड ने यूरेनीनाइट नामक खनिज पर तनु गन्धकाम्ल की क्रिया की परीक्षा की। इस विधान से एक गैस प्राप्त हुई जिस में नाइट्रोजन के गुण विद्यमान थे। उन्होंने उस गैस को नाइट्रोजन समझा। आर्गन के अविष्कार के पश्चात् रामज़े ने क्लीवाइट पर जो यूरेनीनाइट का एक विभिन्न रूप होता है गन्धकाम्ल की क्रिया से जो गैसें प्राप्त हुईं उनकी परीक्षा की। उस गैस में उन्हें नाइट्रोजन प्राप्त होने की आशा थी। उन गैसों में नाइट्रोजन बहुत अल्प मात्रा में मिला। उसके वर्णपट से मालूम हुआ कि उसमें थोड़ा आर्गन भी है पर आर्गन के अतिरिक्त कुछ ऐसी चमकीली रेखाएं देखी गई जो आर्गन के वर्णपट में नहीं रहती। उनमें

सके प्रमुख रेखा पीली रेखा D_3 थी जिसे लौकियर ने सूर्य्य की तप्तदीप्त
ों में देखी थी। क्रूक्स ने ठीक ठीक माप करके स्पष्ट रूप से सिद्ध किया
सूर्य्य वर्णपट की D_3 रेखा उस नई गैस की पीली रेखा ही थी। फिर
लियम अनेक भिन्न भिन्न खनिजों से तैयार होने लगा और आर्गन के सदृश
ह भी निष्क्रिय पाया गया। उसका आपेक्षिक घनत्व २·० था। पीछे रामज़े
र टैवर्स के द्वारा वायुमण्डल के आर्गन से भी हीलियम पृथक् किया
या। आर्गन और हीलियम दोनों गैसों में किसी के भी यौगिक नहीं बनते।
नका परमाणुभार क्रमशः ४० और ४ पाया गया। इन दोनों गैसों के
विष्कार से ऐसा मालूम हुआ कि इस प्रकार की और भी गैसें वायुमण्डल
विद्यमान हैं। रामज़े और टैवर्स ने द्रव वायु के वाष्पीभवन से तीन और
ई गैसों, नियन, क्रिप्टन और ज़ेनन का अविष्कार किया। इन गैसों का
ापेक्षिक घनत्व क्रमशः १०·१४१ और ६५ पाया गया।

हीलियम।

हीलियम अनेक खनिजों में पाया जाता है पर उसकी मात्रा बहुत अल्प
ोती है। यह अधिकांश उन्हीं खनिजों में पाया जाता है जिन में यूरेनियम
ामक धातु रहती है। अपेक्षाकृत ऐसे खनिज थोड़े हैं जिनमें हीलियम
वेद्यमान हो। सब से अधिक मात्रा में यह गैस तीन खनिजों
ं, क्लीवाइट, ब्रोगेराइट और यूरेनिनाइट से प्राप्त होती है। यूरेनिनाइट से जो
ैसें प्राप्त होती हैं उनमें कम से कम प्रतिशत १० भाग तक नाइट्रोजन का
हता है। उल्का लोहे से निकली गैसों में आर्गन के साथ साथ हीलियम भी
एक नमूने में पाया गया है। कुछ खनिज जलों से निकली गैसों में भी
हीलियम पाया गया है। वायु के प्रत्येक २५०,००० आयतन में हीलियम
का एक आयतन रहता है।

हीलियम प्राप्त करने के लिये उपर्युक्त खनिजों में से किसी को बारीक
चूर्ण किया जाता है और फिर उसे शून्य नली में अकेले वा आम्लिक
पोटासियम सल्फ़ेट के बराबर भाग के साथ वा तनु गन्धकाम्ल के साथ गरम

किया जाता है और उससे जो गैसें निकलती हैं वे पारे पर इकट्ठी की जाती हैं। उन गैसों में यदि हाइड्रोजन, आक्सिजन, कार्बन डाइ-आक्साइड वा हाइड्रो-कार्बन भी हैं तो वे सामान्य रीति से निकाल लिये जाते और फिर नाइट्रोजन मैगनीसियम के द्वारा निकाल लिया जाता है। रासायनिक विधान से केवल आर्गन पृथक् नहीं किया जा सकता। द्रव हाइड्रोजन के द्वारा शीतल कर वा व्यापन के द्वारा आर्गन पृथक् किया जाता है।

हीलियम के गुण। आर्गन समुदाय के अन्य गैसों के सदृश हीलियम भी निष्क्रियता के लिये विख्यात है। किसी तत्व के साथ यौगिक बनने की सारी चेष्टाएं अब तक निष्फल हुई हैं। द्रव हाइड्रोजन की सहायता से हीलियम १६०७ ई० में ओनेस द्वारा द्रवीभूत हुआ था। यह -२६८.५° श पर उबलता है और –२७०° श तक द्रव रहता है। द्रव हीलियम का आपेक्षिक घनत्व ४·२६° परम तापक्रम और ७६० मम. दबाव पर ०·१२२ होता है। हीलियम का चरम दबाव २·७५ वायुमण्डल और चरम तापक्रम ५.२५ परम तापक्रम है।

इस गैस का आपेक्षिक घनत्व २·० है। यह एक-परमाणुक गैस है अर्थात् इसके अणु में एक ही परमाणु रहता है। इसका परमाणुभार ४ है। आर्गन की अपेक्षा यह जल में कम घुलता है। हलका होने के कारण हवाई जहाज़ में व्यवहृत होता है।

आर्गन।

निष्क्रिय गैसों में आर्गन सबसे अधिक मात्रा में पाया जाता है। वायु-मण्डल की वायु में प्रतिशत १·३ भाग तक तौल में और ०·६३ भाग तक आयतन में आर्गन रहता है। अनेक खनिज जलों और स्रोतों में यह पाया जाता है। ज्वालामुखी गैसों में वायुमण्डल की वायु की अपेक्षा अधिक मात्रा में यह पाया जाता है। अनेक खनिजों से हीलियम के साथ साथ आर्गन भी प्राप्त होता है। उल्का लोहे के एक नमूने में भी यह पाया गया है।

वायुमण्डल की वायु से आर्गन पृथक् करने की विधि का वर्णन ऊपर हो चुका है । मैगनीसियम के स्थान में तेज़ जलाया हुआ मैगनीसियम और चूने के मिश्रण का आजकल प्रयोग होता है । इस मिश्रण में कुछ कालसियम धातु भी रहती है। नाइट्रोजन का अन्तिम लेश तप्त कालसियम वा कालसियम कारबाइड (६० भाग) और कालसियम क्लोराइड (१० भाग) के मिश्रण पर गैसों के ले जाने से दूर होता है ।

रसायनशाला में द्रव वायु से तैयार दबाव में रखे हुये बाज़ारों में प्राप्त आक्सिजन से भी आर्गन प्राप्त हो सकता है । ऐसे दबाव में रखे आक्सिजन में प्रतिशत प्रायः ३ भाग तक आर्गन रहता है । तांबे के द्वारा आक्सिजन और मैगनीसियम के द्वारा नाइट्रोजन का अंश निकाल डाला जाता है ।

आर्गन के गुण । आर्गन निष्क्रिय गैस है। दूसरे किसी तत्व के साथ संयुक्त करने की सारी चेष्टाएं अब तक निष्फल हुई हैं । विद्युत् विसर्ग के प्रभाव से यह आक्सिजन के साथ संयुक्त नहीं होता । मैगनीसियम धातु के साथ इसकी कोई क्रिया नहीं होती । क्लोरीन वा हाइड्रोजन के साथ विद्युत्-स्फुलिंग से कोई क्रिया होती नहीं देखी जाती । फ़ास्फ़रस, गन्धक, सोडियम के वाष्पों से इस पर कोई प्रभाव नहीं पड़ता । सबसे अधिक सक्रिय तत्व फ़्लोरीन के साथ भी इसकी कोई क्रिया नहीं होती।

ठंढा करने से $-$१८६·१° श पर वर्ण रहित द्रव में द्रवीभूत होता है । इस तापक्रम पर इसका घनत्व १·४४६ होता है । यह $-$१८६·६° श पर घनीभूत होता है । इसका चरम तापक्रम $-$११७·४° श और चरम दबाव ५२·८६ वायुमण्डल है ।

यह जल में नाइट्रोजन से अधिक विलेय होता है, अतः जल से निकली वायु में आर्गन की मात्रा अधिक रहती है । इसका आपेक्षिक घनत्व १६·६४ (O = १६) होता है और इसके एक लिटर की तौल प्रमाणावस्था में १·७८२८ ग्राम होती है । यह एक परमाणुक गैस है । इसका परमाणुभार ३६·६ है ।

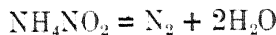
नाइट्रोजन ।

इतिहास । रदरफ़ोर्ड ने १७७२ ई० में नाइट्रोजन का आविष्कार किया । उन्हों ने इसका नाम मेफिटिक वायु रखा । शील ने पहले-पहल प्रमाणित किया कि यह वायु का एक अवयव है । लावासिये ने इसका नाम एज़ोट रखा । चापटल ने इस गैस का नाम नाइट्रोजन रखा क्योंकि यह गैस शोरा वा नाइटर की एक अवयव थी ।

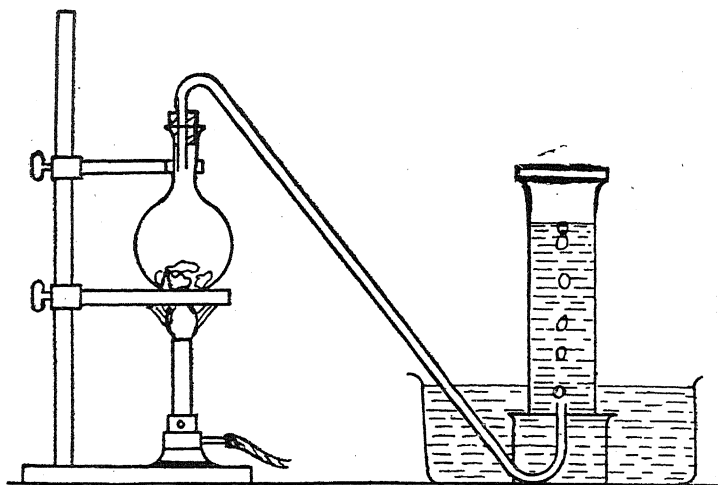
उपस्थिति । मुक्तावस्था में यह वायु में विद्यमान है । यौगिक रूप में शोरे में, अमोनिया में और अधिकांश वानस्पतिक और जान्तव पदार्थों में यह उपस्थित रहता है ।

तैयार करना । १. वायु से फ़ास्फ़रस वा ताम्र वा लोहे द्वारा आक्सिजन निकाल लेने से नाइट्रोजन प्राप्त हो सकता है । द्रव वायु के आंशिक स्रवण द्वारा भी नाइट्रोजन प्राप्त हो सकता है । इन विधियों से प्राप्त नाइट्रोजन में आर्गन समुदाय की अन्य गैसें विद्यमान रहती हैं । अतः वायु से पूर्ण शुद्ध नाइट्रोजन नहीं प्राप्त हो सकता ।

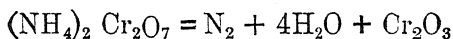
२. शुद्ध नाइट्रोजन अमोनियम नाइट्राइट के गरम करने से प्राप्त होता है ।

$$NH_4NO_2 = N_2 + 2H_2O$$

अमोनियम नाइट्राइट के स्थान में सोडियम नाइट्राइट और अमोनियम क्लोराइड का प्रयोग हो सकता है । इन दोनों यौगिकों को, १५ ग्राम सोडियम नाइट्राइट और १० ग्राम अमोनियम क्लोराइड को प्रायः १००घ. सम. पानी से ढंककर फ़्लास्क में निकास नली लगाकर द्रोणी में जल भरे गैसजार में ले जाने से और फिर फ़्लास्क को गरम करने से नाइट्रोजन निकल कर गैसजार में इकट्ठा होता है । यहां सोडियम नाइट्राइट और अमोनियम क्लोराइड के

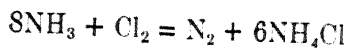
बीच युग्म-विच्छेदन के द्वारा अमोनियम नाइट्राइट और सोडियम क्लोराइड बनता है और फिर अमोनियम नाइट्राइट के विच्छेदित होने से नाइट्रोजन

चित्र ४९

निकलता है। नाइट्रोजन को सूखा करने के लिये गन्धकाम्ल द्वारा ले जाकर पारद पर इकट्ठा करना चाहिये।

अमोनियम डाइक्रोमेट के गरम करने से भी नाइट्रोजन प्राप्त होता है। अमोनियम डाइ-क्रोमेट के स्थान में पोटासियम डाइ-क्रोमेट और अमोनियम क्लोराइड का भी व्यवहार हो सकता है।

$$(NH_4)_2\,Cr_2O_7 = N_2 + 4H_2O + Cr_2O_3$$

अमोनिया पर क्लोरीन की क्रिया से भी नाइट्रोजन और हाइड्रोजन क्लोराइड बनता है। क्लोरीन को अमोनिया के समाहृत विलयन में ले जाने से यह क्रिया होती है और हाइड्रोजन क्लोराइड अमोनिया के साथ मिलकर अमोनियम क्लोराइड बनता और नाइट्रोजन निकल जाता है। यहां अमोनिया अधिक मात्रा में होना चाहिये नहीं तो नाइट्रोजन का क्लोरीन के साथ

विस्फोटक नाइट्रोजन क्लोराइड बनने की सम्भावना हो सकती है।

$$8NH_3 + Cl_2 = N_2 + 6NH_4Cl$$

नाइट्रोजन के गुण। नाइट्रोजन रंगहीन, स्वादहीन, और गन्धहीन गैस है। यह वायु से थोड़ा हल्का होता। इसका आपेक्षिक घनत्व ०.९६७३ (वायु = १) है। एक लिटर गैस की तौल ०° श और ७६० मम. दबाव पर १.२५० ग्राम होती है। यह जल में बहुत थोड़ा घुलता है। –१७३° श पर यह द्रवीभूत होता है। यह स्वयं न जलता, न दहन का पोषक है। यह विषैला भी नहीं है किन्तु सांस लेने में सहायक न होने के कारण प्राणी केवल नाइट्रोजन में मर जाते हैं।

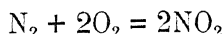
नाइट्रोजन बहुत निष्क्रिय गैस है किन्तु कुछ तत्त्वों के साथ यह सीधे संयुक्त हो जाता है। मैगनीसियम के साथ यह मैगनीसियम नाइट्राइड N_2Mg_3 बनता है। लीथियम, बेरियम, स्ट्रांशियम, अलुमिनियम, बोरन, टाइटेनियम टंगस्टेन, सिलिकन, कार्बन और हाइड्रोजन के साथ यह संयुक्त होता है।

नाइट्रोजन का निग्रहण। पौधों और प्राणियों के लिये नाइट्रोजन अत्यावश्यक पदार्थ है। कुछ फलियों वाले पौधे ही वायुमण्डल के नाइट्रोजन ग्रहण करने में समर्थ होते हैं। शेष पौधे जड़ के द्वारा ही मिट्टी से नाइट्रोजन प्राप्त करते हैं। ऐसे पौधों के लिये वायुमण्डल का नाइट्रोजन व्यर्थ है। इन्हें नाइट्रोजन के यौगिक द्वारा ही लाभ होता है। अतः वैज्ञानिकों ने वायुमण्डल के नाइट्रोजन को नाइट्रोजन के यौगिकों में परिणत करने की अनेक चेष्टाएं की हैं और इनके फल स्वरूप अनेक विधियों का अविष्कार हुआ है जिससे वायु का नाइट्रोजन नाइट्रोजन के यौगिकों में परिणत हो जाता है। इस विधि को 'नाइट्रोजन का निग्रहण' कहते हैं। इन विधियों में से कुछ का संक्षिप्त वर्णन यहां किया जाता है।

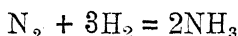
१—नाइट्रोजन का सीधा आक्सीकरण। विद्युत-स्फुलिंग के द्वारा सरलता से नाइट्रोजन को आक्सिजन के साथ संयुक्त कराकर नाइट्रोजन पेराक्साइड बनाया जाता है। इस नाइट्रोजन पेराक्साइड को क्षार में घुलाकर

नाइट्राइट और नाइट्रेट प्राप्त करते हैं।

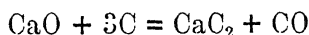
$$N_2 + 2O_2 = 2NO_2$$

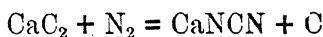
$$2NO_2 + 2NaOH = NaNO_2 + NaNO_3 + H_2O$$

जहां बिजली सस्ती है वहां यह विधि व्यापार के लिये उपयुक्त हो सकती है। नार्वे में यह विधि वस्तुतः प्रयुक्त होती है।

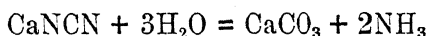
२—संश्लेषिक अमोनिया तैयार करना। हेवर की विधि। सावधानी से शुद्ध किये हुये नाइट्रोजन और हाइड्रोजन को २०० वायुमण्डल के दबाव पर दबाकर निकेल के बारीक चूर्ण वा लोहे और मोलीबडेनम के बारीक चूर्ण पर ५००° श पर ले जाने से नाइट्रोजन हाइड्रोजन के साथ संयुक्त हो अमोनिया बनता है।

$$N_2 + 3H_2 = 2NH_3$$

ऐसा बना हुआ अमोनिया ठंढा कर जल में घुला लिया जाता है। इस प्रयोग में निकेल वा लोहा प्रवर्तक का काम करता है।

३—स्यानामाइड विधि। चूने वा चूने के पत्थर और कोयले को विद्युत् भट्ठी में गरम करने से कालसियम कारबाइड बनता है।

$$CaO + 3C = CaC_2 + CO$$

इस कालसियम कारबाइड पर शुद्ध नाइट्रोजन ले जाने से कालसियम कारबाइड कालसियम स्यानामाइड में परिणत हो जाता है।

$$CaC_2 + N_2 = CaNCN + C$$

और इस कालसियम स्यानामाइड पर जल वाष्प की क्रिया से अमोनिया और कालसियम कार्बनेट बनता है।

$$CaNCN + 3H_2O = CaCO_3 + 2NH_3$$

वायुमण्डल में जब विद्युत्-विसर्ग होता है तब भी नाइट्रोजन और आक्सिजन मिलकर नाइट्रोजन के आक्साइड बनते है। ये आक्साइड जल में घुलकर नाइट्रिक अम्ल बनते हैं। वर्षा जल के साथ यह धरती पर गिरकर मिट्टी में मिलकर पौधों का खाद बनता है। इस प्राकृतिक रीति से भी नाइट्रोजन का निग्रहण होता रहता है।

छोटे छोटे जीवाणुओं, जिन्हें बैक्टीरिया कहते हैं, के द्वारा भी कार्बनिक पदार्थों का नाइट्रोजन कुछ नाइट्राइट और नाइट्रेटों में और कुछ मुक्त नाइट्रोजन में परिणत होता रहता है। फलियों वाले पौधों के द्वारा इन्हीं जीवाणुओं से वायुमण्डल का नाइट्रोजन नाइट्रोजन यौगिक में परिणत होता है।

अभ्यासार्थ प्रश्न।

१. वायु के मुख्य मुख्य अवयव कौन हैं और उनकी उपस्थिति का ज्ञान कैसे प्राप्त करोगे ?

२. वायु के संगठन को (१) तौल सम्बन्धी विधि से (२) आयतन सम्बन्धी विधि से कैसे निर्धारित करोगे ?

३. वायु से आक्सिजन को दूर कर नाइट्रोजन कैसे प्राप्त कर सकते हो ?

४. नाइट्रोजन के लवणों से नाइट्रोजन कैसे तैयार किया जा सकता है ?

५. नाइट्रोजन के गुणों का संक्षेप में वर्णन करो ?

६. वायुमण्डल का नाइट्रोजन नाइट्रोजन के यौगिकों में कैसे परिणत होता है ?

७. नाइट्रोजन के निग्रहण की विभिन्न विधियों का संक्षेप में वर्णन करो।

परिच्छेद २०

नाइट्रोजन और हाइड्रोजन के यौगिक।

नाइट्रोजन और हाइड्रोजन के पांच यौगिक होते हैं।

अमोनिया	NH_3
हाइड्रेज़िन	N_2H_4 वा $(NH_2)_2$
हाइड्रेज़ोइक अम्ल	N_3H वा HN_3
अमोनियम हाइड्रेज़ोएट	$NH_3 . N_3H$ वा N_4H_4
हाइड्रेज़िन हाइड्रेज़ोएट	$N_2H_4 . N_3H$ वा N_5H_5

अमोनिया।

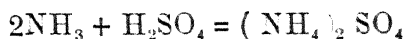
इतिहास। अमोनिया के लवण और अमोनिया का जलीय विलयन कीमियागरों को मालूम थे। ग्लैबर ने इसे नौसादर पर क्षारों की क्रिया से प्राप्त किया था। अमोनिया के विलयन का नाम "हार्टस हार्न का स्पिरिट" दिया गया था क्योंकि यह पशुओं के सिंघ और खुर इत्यादि पशुओं के अवशेषों के विच्छेदक स्रवण से प्राप्त किया गया था। प्रीस्टले ने पहले-पहल १७७४ ई० में गैसीय अमोनिया नौसादर पर चूने की क्रिया से पारदभरी द्रोणी में इकट्ठा किया था। उन्हों ने इसका नाम 'क्षारीय वायु' रखा। बर्थोले ने प्रमाणित किया कि विद्युत्-स्फुलिंग से अमोनिया नाइट्रोजन और हाइड्रोजन में विच्छेदित हो जाता है।

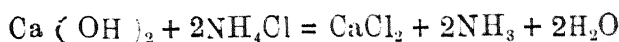
उपस्थिति। वानस्पतिक और जान्तव पदार्थों के सड़ने से थोड़ी मात्रा में अमोनिया वायु में प्राप्त होता है। प्राकृतिक जलों में भी विशेषतः वर्षा के जल में यह पाया जाता है। बैक्टीरिया के द्वारा वानस्पतिक और जान्तव पदार्थों से यह मिट्टी में भी बनता है।

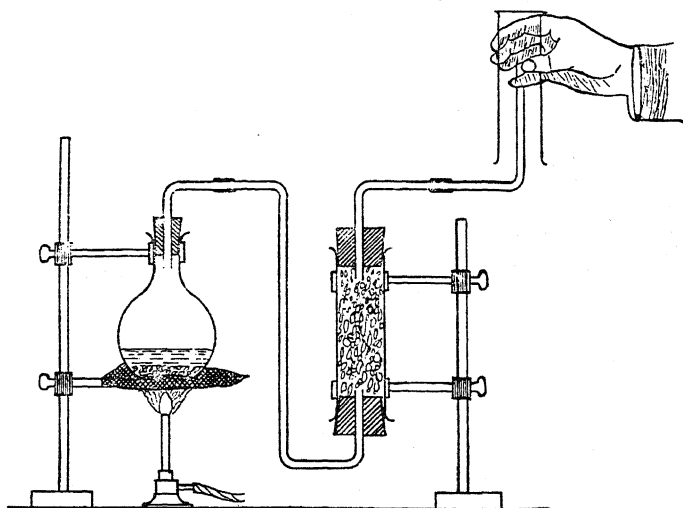
तैयार करना । १. हाइड्रोजन और नाइट्रोजन के मिश्रण में निःशब्द विद्युत्-विसर्ग के द्वारा अमोनिया बनता है । किन्तु इसकी मात्रा बहुत कम होती है ।

२. उन वानस्पतिक और जान्तव पदार्थों को जिनमें नाइट्रोजन होते हैं बन्द रिटार्ट में ज़ोरों से गरम करने से और विशेषतः चूने वा क्षार के साथ गरम करने से अमोनिया निकलता है । यह अमोनिया जल में घुल कर 'अमोनिया का विलयन' बनता है । इसी अमोनिया के विलयन से सारा अमोनिया वा अमोनियम लवण आज कल प्राप्त होता है । इस विलयन को चूने के साथ उबालने से अमोनिया निकलता है जिसे गन्धकाम्ल वा हाइड्रो-क्लोरिक अम्ल में घुलाकर अमोनियम सल्फ़ेट वा अमोनियम क्लोराइड (नौसादर) प्राप्त करते हैं ।

$$2NH_3 + H_2SO_4 = (NH_4)_2SO_4$$

$$NH_3 + HCl = NH_4Cl$$

प्रयोगशाला में इस अमोनियम सल्फ़ेट वा अमोनियम क्लोराइड को बुझे हुए चूने के साथ गरम करने से अमोनिया प्राप्त करते हैं ।

$$Ca(OH)_2 + 2NH_4Cl = CaCl_2 + 2NH_3 + 2H_2O$$

प्रयोग ३२—एक फ़्लास्क में १० ग्राम अमोनियम क्लोराइड और २० ग्राम बुझे हुए चूने का मिश्रण खूब मिला कर बारीक चूर्ण बनाकर रखो । इस फ़्लास्क में काग द्वारा दोनों ओर मुड़ी हुई समकोण एक नली लगी हो । इस नली के दूसरे छोर में एक मोटी नली लगी हो । इस नली में चूना-कली के टुकड़े रखदो ताकि अमोनिया इसके द्वारा पूर्ण रूप से सूख जाय । इस यू-नली में निकास नली लगाकर वायु के अधःस्थानापत्ति द्वारा वा पारद पर इस गैस को इकट्ठा करो । इस गैस को सुखाने के लिये गन्धकाम्ल वा कालसियम क्लोराइड वा फ़ास्फ़रस पेन्टाक्साइड का प्रयोग नहीं हो सकता क्योंकि यह गैस शीघ्र

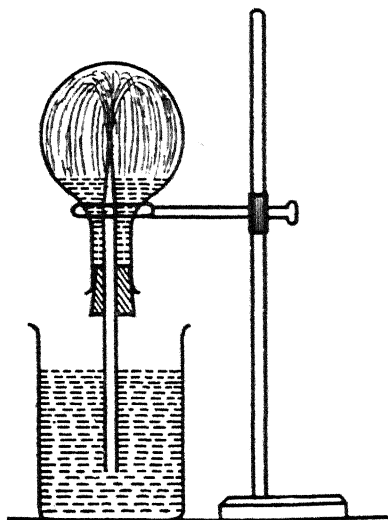
ही अमोनिया के साथ संयुक्त हो जाती है। यह जल पर इकट्ठी नहीं की

चित्र ५०

जा सकती क्योंकि यह जल में बहुत विलेय होती है।

गुण। अमोनिया रंगहीन गैस है जिसमें बहुत तीक्ष्ण गंध होती है। अधिक वायु के साथ मिले रहने पर इसकी गन्ध अरुचिकर नहीं होती। बिलकुल शुद्ध अमोनिया अधिक मात्रा में सूंघने में हानिकारक होता है। इसका स्वाद दाहक होता है। यह वायु से हलका होता है।

अमोनिया सरलता से द्रवीभूत हो जाता है। ०° श पर केवल ७ वायु-मण्डल के दबाव से द्रवीभूत हो जाता है। साधारण दबाव पर –२४° श पर द्रवीभूत हो जाता है।

अमोनिया जल में बहुत अधिक विलेय होता है। ०° श और प्रमाण दबाव पर १ आयतन जल का ११४८ आयतन अमोनिया को घुलाता है। १६° श पर ७६४ आयतन, ३०° श पर ५२१ आयतन और ५०° श पर

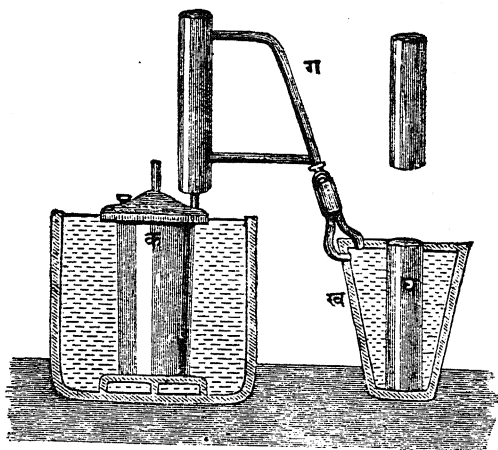
३०६ आयतन घुलता है। इस प्रकार मालूम होता है कि तापक्रम के बढ़ने से विलेयता बहुत शीघ्रता से कम होती जाती है। इस प्रकार जल में घुलकर अमोनिया का विलयन बनता है। सबसे समाहृत विलयन में प्रतिशत ३६ भाग अमोनिया का होता है और इसका आपेक्षिक घनत्व ०·८८४ (जल=१) होता है। अमोनिया के विलयन के गरम करने से अमोनिया गैस निकलती है। इसकी विलेयता हाइड्रोजन क्लोराइड की विलेयता के सदृश दिखलाई जा सकती है। अमोनिया का विलयन क्षारीय होता है और लाल लिटमस को नीला और पीली हल्दी को कपिल कर देता है।

चित्र ५१

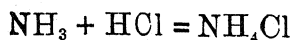
यह गैस साधारणतः न जलती है और न दहन ही का पोषक है किन्तु वायु के आक्सिजन के साथ गरम करने से हरी पीली ज्वाला के साथ जलने लगती है।

धातुओं के जो आक्साइड हाइड्रोजन के द्वारा लघ्वीकृत हो जाते हैं उन्हें अमोनिया गैस में गरम करने से अमोनिया विच्छेदित हो जाता है। इसका हाइड्रोजन आक्साइड के आक्सिजन के साथ जल बनता और नाइट्रोजन मुक्त हो जाता है। कालसियम क्लोराइड के साथ $CaCl_2$, $8NH_3$ संगठन का यौगिक बनता है।

अमोनिया का द्रवीभवन। अमोनिया केवल दबाव से साधारण तापक्रम पर द्रवीभूत हो जाता है। इस सिद्धान्त के प्रयोग से बरफ़ बनाने की एक सामान्य मशीन बनी है जिसे 'कारे की मशीन' कहते हैं। इसमें लोहे

चित्र ५२

का एक दृढ़ बेलन 'क' होता है जिसमें अमोनिया का समाहृत विलयन रखा जाता है। इस बेलन के साथ एक दूसरा छोटे समावेशन का ग्राहक 'ख' एक नली 'ग' के द्वारा मिला रहता है । 'क' को गरम जल के पात्र में रखने से उसके अमोनिया के विलयन से अमोनिया निकलकर अपने ही दबाव से द्रवीभूत हो ग्राहक 'ख' में इकट्ठा हो जाता है । इस ग्राहक के चारों ओर ठंढा जल रखा रहता है । अब बेलन 'क' को ठंढे जल में रखने से द्रव अमोनिया उबलना शुरू होता है और बहुत शीघ्रता से उबलकर 'क' में वापस चला आता है। यहां द्रव अमोनिया इतनी शीघ्रता से गैस अमोनिया में परणित होता है कि 'ख' का तापक्रम बहुत घट जाता है। इस ग्राहक के अन्दर एक स्थान 'घ' रहता है जिसमें जल रखने से वह जल जमकर बरफ़ बन जाता। इस प्रकार निम्न तापक्रम प्राप्त करने के लिये द्रव अमोनिया का व्यवहार होता है।

अमोनियम लवण । अमोनिया क्षार है अतः अम्लों के साथ मिल कर यह अमोनियम लवण बनता है। हाइड्रोजन क्लोराइड के संसर्ग में आने से अमोनिया सफ़ेद धूम देता है। इसका कारण यह है कि अमोनिया के साथ मिलकर हाइड्रोजन क्लोराइड घन अमोनिथम क्लोराइड (नौसादर) बनता है।

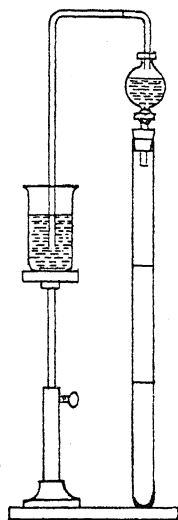
$$NH_3 + HCl = NH_4Cl$$

गन्धकाम्ल के साथ मिलकर यह अमोनियम सल्फ़ेट ($(NH_4)_2SO_4$ और नाइट्रिक अम्ल के साथ मिलकर अमोनियम नाइट्रेट NH_4NO_3 बनता है।

उपरोक्त अमोनिया के लवणों में नाइट्रोजन और हाइड्रोजन का समूह NH_4 विद्यमान है जो एक-बन्धक धातुओं के परमाणु सा कार्य करता है। यह NH_4 मुक्तावस्था में विद्यमान नहीं रहता। परमाणुओं के ऐसे समूह को 'यौगिक-मूलक' वा केवल 'मूलक' कहते हैं। अमोनियम मूलक NH_4 और हाइड्राक्सील मूलक OH मिलकर अमोनियम हाइड्राक्साइड बनता है।

अमोनियम लवणों में अमोनियम मूलक वही काम करता है जो सोडियम लवणों में सोडियम तत्त्व काम करता है अतः अमोनियम मूलक को सोडियम समुदाय के तत्त्वों के साथ वर्गीकरण करते हैं।

अमोनियम की जांच। अमोनिया गन्ध से, लिटमस के द्वारा वा हाइड्रोजन क्लोराइड के द्वारा पहचाना जाता है। इसकी गन्ध एक विशेष प्रकार की बहुत तीक्ष्ण और अरुचिकर होती है। लाल लिटमस को यह नीला कर देता है। हाइड्रोजन क्लोराइड के साथ यह सफ़ेद धूम देता है। नेसलर के विलयन के साथ यह कपिल रंग वा कपिल अवक्षेप देता है। थोड़ी मात्रा में इसी क्रिया से केवल पहचाना ही नहीं जाता वरन् इसकी मात्रा भी निर्धारित की जाती है। (पोटासियम आयोडाइड में मरक्यूरिक आयोडाइड के विलयन को जब पोटासियम हाइड्राक्साइड डालकर इसे क्षारीय बनाते हैं तब इस विलयन को नेसलर का विलयन कहते हैं।)

संगठन। बड़ी सुविधा से अमोनिया का आयतन सम्बन्धी संगठन इस प्रकार मालूम किया जा सकता है। इसके चित्र में दिये हुये उपकरण की आवश्यकता होती है। यहां एक लम्बी कांच की नली है जिसे तीन बराबर बराबर भागों में बांट कर रबड़ की पेटियां लगा देते हैं। इस नली को क्लोरीन से भर कर तब काग से बन्द कर देते हैं। इस काग में एक बूंद-कीप लगा रहता है। इस कीप के द्वारा समाहृत अमोनिया का कुछ विलयन इसमें डालते हैं। पहली दो तीन बूंदें गिरने पर क्लोरीन के साथ चमक से

अमोनिया का हाइड्रोजन संयुक्त होता है और अमोनियम क्लोराइड का धूम बनता है। जब सारा क्लोरीन समाप्त हो जाता तब क्रिया भी समाप्त हो जाती है। अमोनियम क्लोराइड जल में घुल जाता और शेष अमोनिया को घुलाने के लिये बूंद-कीप से थोड़ा सा तनु गन्धकाम्ल डालते हैं। यह सारे अमोनिया को घुला लेता है। बूंद-कीप में चित्र में दी हुई रीति से एक मुड़ी हुई नली जोड़ कर जिसका दूसरा छोर बीकर के जल में डूबा होता है बीकर से पानी खींच कर तब तक नली में पहुंचाते रहते हैं जब तक दूसरे चिन्ह तक पानी से भर नहीं जाता। जो गैस बच जाती है उसका आयतन क्लोरीन के आयतन का तृतीयांश होता है। परीक्षा से यह नाइट्रोजन सिद्ध होता है। तीन आयतन क्लोरीन के द्वारा अमोनिया विच्छेदित हो एक आयतन नाइट्रोजन उत्पन्न करता है। क्लोरीन अपने बराबर आयतन हाइड्रोजन से मिलकर हाइड्रोजन क्लोराइड बनता है। अतः अमोनिया में एक आयतन नाइट्रोजन के साथ ३ आयतन हाइड्रोजन के संयुक्त है। अतः इसका सबसे साधारण सूत्र NH_3 हुआ। अमोनिया का घनत्व ८·५ है। अतः इसका अणुभार १७ हुआ। यह १७ अणुभार NH_3 सूत्र के अनुकूल है।

चित्र ५३

एक दूसरी रीति से भी उपर्युक्त सम्बन्ध ज्ञात हो सकता है। अमोनिया को गैस-मापक की बन्द भुजा में रखकर विद्युत्-स्फुलिंग बार बार उत्पन्न करने से अमोनिया हाइड्रोजन और नाइट्रोजन में विच्छेदित हो जाता है। इस मिश्रण में आक्सिजन डालकर विद्युत् स्फुलिंग उत्पन्न करने से हाइड्रोजन आक्सिजन के साथ संयुक्त हो जल बनता है। अब आक्सिजन के आयतन के व्यय होने से मालूम हो जाता है कि इस मिश्रण में कितना हाइड्रोजन और कितना नाइट्रोजन विद्यमान है। इस प्रयोग से मालूम होता है कि

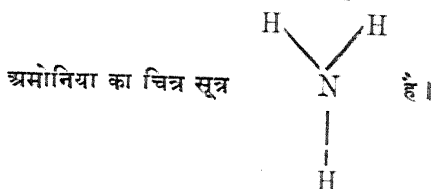
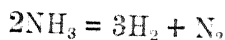
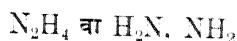
अमोनिया के दो आयतन के विच्छेदन से हाइड्रोजन का ३ आयतन और नाइट्रोजन का १ आयतन प्राप्त होता है। यह निम्न समीकरण से सरलता से प्रगट होता है।

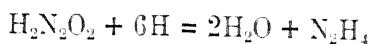
$$2NH_3 = 3H_2 + N_2$$

अमोनिया का चित्र सूत्र

है।

हाइड्रेज़िन वा डाइ-एमाइड।

N_2H_4 वा $H_2N.NH_2$

तैयार करना। यह हाइपोनाइट्रस अम्ल पर नवजात हाइड्रोजन की क्रिया से प्राप्त होता है।

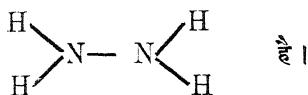
$$H_2N_2O_2 + 6H = 2H_2O + N_2H_4$$

हाइपोनाइट्रस अम्ल

गुण। यह रंगहीन द्रव होता है जो ११३.५° श पर उबलता है। यह जल में शीघ्र घुल जाता है। इस प्रकार घुलने से गरमी उत्पन्न होती है जब जल की मात्रा कम होती है तब यह हाइड्रेज़िन हाइड्रेट $N_2H_4.H_2O$ नामक यौगिक बनता है। अधिक जल में यह फिर घुल जाता है।

क्रिया में यह क्षारीय होता है और अम्लों के साथ अमोनिया के सदृश लवण बनता है। गन्धकाम्ल के साथ हाइड्रेज़िन सल्फ़ेट $N_2H_4 H_2SO_4$ हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के साथ हाइड्रेज़िन हाइड्रोक्लोराइड N_2H_4HCl और हाइड्रेज़िन डाइ-हाइड्रोक्लोराइड N_2H_4 2HCl बनता है।

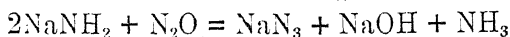
यह प्रबल लघ्वीकारक होता है। सिल्वर नाइट्रेट के अमोनियम विलयन को चांदी में और मरक्यूरिक क्लोराइड को मरक्यूरस क्लोराइड में लघ्वीकृत कर देता है। फ़ेलिंग के विलयन से क्यूप्रस आक्साइड का अवक्षेप निकल आता

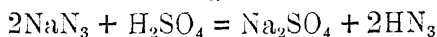
है। हाइड्रेज़िन का चित्र सूत्र

 है।

हाइड्रे-ज़ोइक अम्ल वा अज़ोइमाइड।

HN_3

तैयार करना। सोडा-माइड को २००° श तक नाइट्रस आक्साइड N_2O की धारा में गरम करने से सोडियम हाइड्रेज़ोएट प्राप्त होता है।

$$2NaNH_2 + N_2O = NaN_3 + NaOH + NH_3$$

इस सोडियम हाइड्रेज़ोएट को तनु गन्धकाम्ल वा हाइड्रोक्लोराइड के विलयन के साथ गरम करने से हाइड्रेज़ोइक अम्ल बनता है।

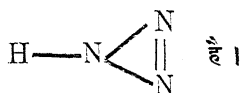
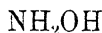
$$2NaN_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HN_3$$

गुण। यह रंगहीन वाष्पशील द्रव है जो ३७° श पर उबलता है। इसकी गन्ध बहुत अरुचिकर और तीक्ष्ण होती है।

यह जल में बहुत अधिक और शीघ्रता से घुल जाता है। इस प्रकार घुलकर प्रबल अम्ल बनता है जिसमें यशद, ताम्र, लोहा और अलुमिनियम आदि धातुएं घुलकर हाइड्रोजन निकालती और स्वयं लवण हाइड्रेज़ोएट बनती है।

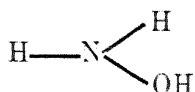
यह स्वयं बहुत अस्थायी होता है और इस के लवण भी अस्थायी होने के कारण विस्फोटक होते हैं। हाइड्रेज़ोइक अम्ल का चित्र सूत्र

$$H-N\begin{matrix} \diagup N \\ \| \\ \diagdown N \end{matrix}$$ है।

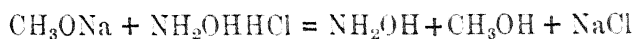
हाइड्राक्सील एमिन।

NH_2OH

वस्तुतः हाइड्राक्सील एमिन केवल हाइड्रोजन और नाइट्रोजन का यौगिक

नहीं है। इसमें आक्सिजन भी विद्यमान है। यह अमोनिया से प्रसूत समझा जा सकता है। जिसमें एक हाइड्रोजन के स्थान में एक हाइड्राक्सील विद्यमान है।

$$H—N\begin{matrix} H \\ OH \end{matrix}$$

तैयार करना। यह नाइट्रिक आक्साइड वा नाइट्रिक अम्ल पर नवजात हाइड्रोजन की क्रिया से प्राप्त होता है। नवजात हाइड्रोजन वंग और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की क्रिया से प्राप्त होता है। इस मिश्रण में नाइट्रिक आक्साइड के ले जाने से हाइड्राक्सील एमिन बनकर हाइड्रोक्लोराइड के रूपमें प्राप्त होता है। विलेय वंग को तब हाइड्रोजन सलफ़ाइड के द्वारा अवक्षिप्त कर विलयन को निःस्यन्दन द्वारा पृथक् कर लेते हैं। इस विलयन को गरम कर जल उड़ाकर सुखा देते हैं। जो घन बच जाता है उसे शुद्ध करके अल-कोहल के द्वारा हाइड्राक्सील एमिन हाइड्रोक्लोराइड को घुला लेते हैं। इस विलयन को उड़ाने से सफ़ेद मणिभ के रूप में लवण अलग हो जाता है।

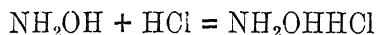
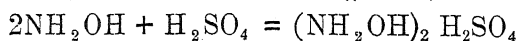
२. अनार्द्र हाइड्राक्सील एमिन इस प्रकार तैयार हो सकता है। सोडियम मेथीलेट, CH_3ONa और हाइड्राक्सील एमिन हाइड्रो क्लोराइड के समतुल्य भाग को शुद्ध मेथील अलकोहल में घुलाकर परस्पर मिलाने से निम्न समीकरण के अनुसार क्रिया होती है।

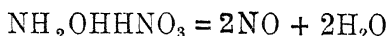
$$CH_3ONa + NH_2OHHCl = NH_2OH + CH_3OH + NaCl$$

सोडियम क्लोराइड अलकोहल में अविलेय होने के कारण अवक्षिप्त हो जाता है और छानने से निकल जाता है। विलयन को तब न्यून दबाव पर अंशतः स्रवित करते हैं जिससे पहले अलकोहल और तब शुद्ध हाइड्राक्सील एमिन स्रवित होता है।

गुण। हाइड्राक्सील एमिन सफ़ेद मणिभीय घन होता है जो ३३° श पर पिघलता है। यह प्रस्वेद्य होता है और जल में शीघ्र ही घुल जाता है।

इस प्रकार घुलकर यह क्षारीय विलयन बनता है। यह एकाम्लिक क्षार है और अमोनिया के सदृश अम्लों के साथ लवण बनता है। गन्धकाम्ल के साथ सल्फ़ेट और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के साथ हाइड्रोक्लोराइड बनता है।

$$2NH_2OH + H_2SO_4 = (NH_2OH)_2\ H_2SO_4$$

$$NH_2OH + HCl = NH_2OHHCl$$

ये लवण गरम करने से कभी कभी विस्फ़ोटन के साथ विच्छेदित हो जाते हैं। हाइड्राक्सील एमिन नाइट्रेट प्रायः विस्फ़ोटन के साथ निम्न समीकरण के अनुसार विच्छेदित हो जाता है।

$$NH_2OHHNO_3 = 2NO + 2H_2O$$

यह प्रबल लघ्वीकारक होता है। इसके द्वारा क्षारीय चांदी के लवणों से चांदी अलग हो जाती, पारद के लवणों से पारद अलग हो जाता, क्यूप्रिक लवणों से क्यूप्रस आक्साइड अलग हो जाता, फ़ेरिक लवण फेरस लवण में और सोडियम आयोडेट सोडियम आयोडाइड में परिणत हो जाते हैं।

अनुकूल दशाओं में यह आक्सीकारक भी होता है। यशद की धूल को यशद आक्साइड में, क्षारीय फेरस आक्साइड को फेरिक आक्साइड में, आक्सीकृत कर देता है। इस दशा में यह स्वयं अमोनिया में परिणत हो जाता है।

अभ्यासार्थ प्रश्न।

१. अमोनिया के अतिरिक्त केवल हाइड्रोजन और नाइट्रोजन के अन्य यौगिकों का वर्णन करो।

२. हाइड्राक्सील एमिन कैसे तैयार होता है? इसके मुख्य मुख्य गुणों का वर्णन करो।

परिच्छेद २१

नाइट्रोजन के आक्साइड और आक्सी-अम्ल।

नाइट्रोजन के निम्न आक्साइड और आक्सी-अम्ल होते हैं।

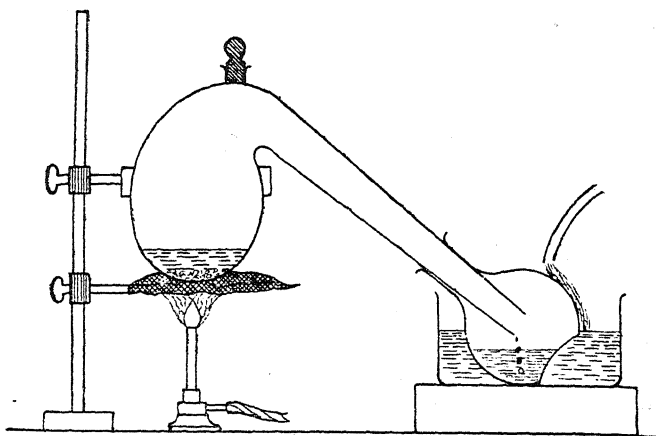
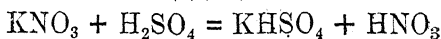
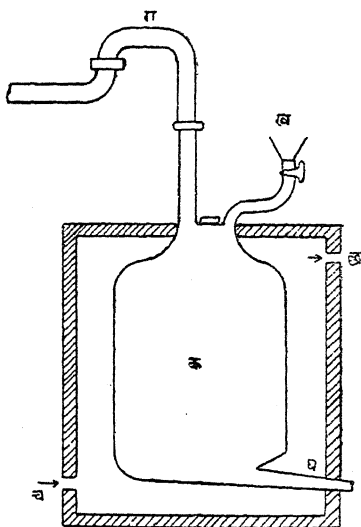
आक्साइड		अम्ल	
नाइट्रस आक्साइड	N_2O	हाइपोनाइट्रस अम्ल	$H_2N_2O_2$
नाइट्रिक आक्साइड	NO		
नाइट्रोजन ट्राइ-आक्साइड वा नाइट्रस निरूदक	N_2O_3	नाइट्रस अम्ल	HNO_2
नाइट्रोजन पेराक्साइड वा नाइट्रोजन टेट्राक्साइड	N_2O_3		
नाइट्रोजन पेन्टाक्साइड वा नाइट्रिक निरूदक	N_2O_5	नाइट्रिक अम्ल	HNO_3

उपस्थिति। ऊपर कहा जा चुका है कि नाइट्रोजन के आक्साइड विद्युत् विसर्ग के द्वारा वायु में बनते हैं और जल वाष्प में घुल कर नाइट्रस अम्ल और नाइट्रिक अम्ल बनते हैं। इस से वर्षा के जल में नाइट्रस अम्ल और नाइट्रिक अम्ल कुछ न कुछ अवश्य पाया जाता है किन्तु इसकी मात्रा बहुत कम होती है।

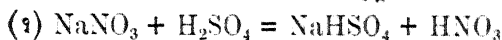
नाइट्रिक अम्ल। HNO_3

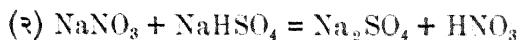
तैयार करना। नाइट्रिक अम्ल पोटासियम नाइट्रेट (शोरा) पर गन्धकाम्ल की क्रिया से प्राप्त होता है। शोरे को एक कांच के रिटार्ट में रख कर गन्धकाम्ल के समतुल्य तौल के साथ धीरे धीरे गरम करते हैं। इस प्रकार नाइट्रिक अम्ल शीघ्रता से स्रवित हो ग्राहक में इकट्ठा होता है। इस ग्राहक को ठंढे जल वा भींगे वस्त्र में ठढा रखते हैं। रिटार्ट में पोटासियम हाइड्रोजन सल्फ़ेट रह जाता है

चित्र ५४

$$KNO_3 + H_2SO_4 = KHSO_4 + HNO_3$$

बड़ी मात्रा में नाइट्रिक अम्ल पोटासियम नाइट्रेट के स्थान में सोडियम नाइट्रेट (चीली के शोरा) से प्राप्त होता है। यह सोडियम नाइट्रेट ढलवां लोहे के बड़े बड़े रिटार्ट में १७ से २० मन तक एक बार रखकर गन्धकाम्ल के साथ गरम किया जाता है। नाइट्रिक अम्ल का भाप निकल कर मिट्टी के नल द्वारा पत्थर की बोतलों वा मिट्टी के श्रेणीवद्ध पात्रों में द्रवीभूत होता है। इन पात्रों के अन्त में एक मीनार लगा रहता है जिस में कोक भरा होता और ऊपर से धीरे धीरे पानी टपकता हैं ताकि बचा हुआ नाइट्रोजन पेराक्साइड इसमें घुल जाय। रिटार्ट

चित्र ५५

के पेंदे में एक निकास मार्ग रहता है जिसके द्वारा द्रव सोडियम सल्फ़ेट निकाल लिया जाता है। क्रिया दो क्रम से होती है। पहले क्रम में सोडियम नाइट्रेट पर गन्धकाम्ल की क्रिया से सोडियम हाइड्रोजन सल्फ़ेट बनता है।

$$(१)\ NaNO_3 + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HNO_3$$

दूसरे क्रम में तापक्रम के बढ़ाने से क्रिया इस प्रकार होती है कि सोडियम हाइड्रोजन सल्फ़ेट सोडियम सल्फ़ेट में परिणत हो जाता है।

$$(२)\ NaNO_3 + NaHSO_4 = Na_2SO_4 + HNO_3$$

किन्तु जिस तापक्रम पर यह दूसरी क्रिया होती है उस तापक्रम पर नाइट्रिक अम्ल का कुछ अंश निम्न रीति से विच्छेदित हो जाता है।

$$4HNO_3 = 2H_2O + 4NO_2 + O_2$$

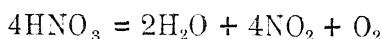
इससे कुछ व्यवसायी पहले समीकरण के अनुसार ही नाइट्रिक अम्ल तैयार करते हैं।

व्यापारिक नाइट्रिक अम्ल। उपरोक्त रीति से प्राप्त नाइट्रिक अम्ल को व्यापारिक नाइट्रिक अम्ल कहते हैं। इसमें अनेक अपद्रव्य मिले रहते हैं, इसमें क्लोरीन और आयोडिक अम्ल (शोरे के सोडियम क्लोराइड और सोडियम आयोडेट से) सोडियम सल्फ़ेट, गन्धकाम्ल और लोहा और नाइट्रोजन पेराक्साइड मिले रहते हैं। नाइट्रोजन पेराक्साइड के कारण इसका रंग पीत वा रक्त होता है। इस अशुद्ध अम्ल को कांच के रिटार्ट में आंशिक स्रवण के द्वारा शुद्ध करते हैं। पहले भाग में क्लोरीन और पेराक्साइड निकल जाता है। जब स्रवित द्रव में परीक्षा से क्लोरीन का कोई लेश नहीं पाया जाता तब ग्राहक को बदल कर अधिकांश अम्ल स्रवित कर लेते हैं। लोहा, सोडियम सल्फ़ेट और गन्धकाम्ल रिटार्ट में रह जाता है। ऐसे नाइट्रिक अम्ल में कुछ जल और बहुत थोड़ा नाइट्रोजन पेराक्साइड अब भी रह जाता है। ऐसे अम्ल में समाहृत गन्धकाम्ल को डाल कर स्रवित करने से अनार्द्र नाइट्रिक अम्ल ग्राहक में प्राप्त होता है। तप्त अम्ल में कार्बन डाइ-आक्साइड के बुल बुले निकालने से नाइट्रोजन पेराक्साइड निकल कर अम्ल रंगहीन हो जाता है।

गुण । नाइट्रिक अम्ल रंगहीन द्रव है । इसका आपेक्षिक घनत्त्व १·५३ होता है । यह हवा में धूम देता है । इसकी गन्ध एक विशेष प्रकार की दम घोंटने वाली होती है । यह आर्द्रताग्राही होता है और बहुत शीघ्रता से वायु के जल वाष्प को ग्रहण कर लेता है ।

यह बहुत क्षयकारी द्रव है । तनु अम्ल से चमड़ा पीले रंग का हो जाता और बहुत समाहृत अम्ल से चमड़े पर दुःखदायी घाव बन जाता है । सूखी घास, लकड़ी की धूल वा रेशे इस से झुलस जाते वा जलने लगते हैं ।

शुद्ध नाइट्रिक अम्ल ८६° श पर उबलता है और कुछ कुछ जल, नाइट्रोजन पेराक्साइड और आक्सिजन के रूप में विच्छेदित हो जाता है ।

$$4HNO_3 = 2H_2O + 4NO_2 + O_2$$

इस प्रकार स्रवित करने से नाइट्रिक अम्ल धीरे धीरे तनु होना शुरू होता है । इसका क्वथनांक धीरे धीरे बढ़ता है और अन्त में १२०·५° श पर उबलने लगता है । इसके प्रतिकूल यदि तनु अम्ल स्रवित किया जाय तो धीरे धीरे समाहृत होना शुरू होता है और फिर स्थायी क्वथनांक १२०·५° श पर यह भी स्रवित होने लगता है । इस स्थायी क्वथनांक १२०·५° श पर जो द्रव स्रवित होता है उसमें नाइट्रिक अम्ल प्रतिशत ६८ भाग विद्यमान रहता है । तनु वा समाहृत किसी भी अम्ल के स्रवित करने से अन्त में इसी समाहरण का अम्ल प्राप्त होता है । इस अम्ल का १५° श पर विशिष्ट घनत्त्व १·४१४ होता है । दबाव के परिवर्तन से इस स्थायी क्वथनांक अम्ल का संगठन भी बदलता है । नाइट्रिक अम्ल को जल में मिलाने से तापक्रम की वृद्धि होती है और आयतन में कमी होती है । यह कमी सब से अधिक तब होती है जब जल का ३ अणु अम्ल के १ अणु से मिलाया जाता है ।

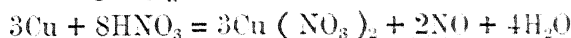
नाइट्रिक अम्ल बहुत प्रबल आक्सकारक है क्योंकि यह शीघ्रता से आक्सिजन में विच्छेदित हो जाता है । कार्बन इसके द्वारा कार्बन डाइ-आक्साइड में, गन्धक गन्धकाम्ल में, फ़ास्फ़रस फ़ास्फ़रिक अम्ल में,

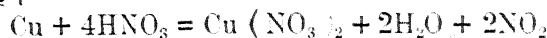
आयोडीन आयोडिक अम्ल में, आर्सीनियस आक्साइड आर्सीनिक आक्साइड में आक्सीकृत हो जाता है। तारपीन में डालने से यह जल उठता है।

धातुओं पर क्रिया। अनेक धातुओं को यह आक्रान्त करता है। इनमें अनेक धातुएं नाइट्रेट बनती हैं और कुछ आक्साइड। इनसे साधारणतः लाल धूम निकलता है। नाइट्रिक अम्ल की क्रिया इन धातुओं पर सरल नहीं होती बल्कि पेचीली होती है और अनेक अवस्थाओं में (१) धातु की प्रकृति, (२) अम्ल का समाहरण, (३) क्रिया का तापक्रम, (४) विलयन में क्रियाफलों के समाहरण पर निर्भर करता है।

ऐसा समझा जाता है कि इस अम्ल पर धातुओं की क्रिया से पहले धातुओं का नाइट्रेट और हाइड्रोजन बनता है। यह नवजात हाइड्रोजन तब शीघ्र ही आक्सीकृत हो जल बन जाता और इससे नाइट्रिक अम्ल लघ्वीकृत हो आक्साइडों में परिणत हो जाता है। दूसरा मत है कि नाइट्रिक अम्ल पर धातुओं की क्रिया से पहले धातुओं का आक्साइड बनता और नाइट्रिक अम्ल लघ्वीकृत हो जाता है और तब यह आक्साइड और अम्ल के साथ धातुओं का नाइट्रेट और जल बनता है।

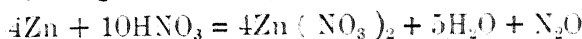
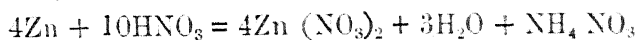
ताम्र पर तनु नाइट्रिक अम्ल से क्रिया इस प्रकार होती है।

$$3Cu + 8HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

तनु नाइट्रिक अम्ल के स्थान में यदि समाहृत अम्ल का उपयोग हो तब नाइट्रिक आक्साइड के स्थान में नाइट्रोजन पेराक्साइड बनता है।

$$Cu + 4HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2$$

यशद पर तनु अम्ल से क्रिया इस प्रकार होती है।

$$4Zn + 10HNO_3 = 4Zn(NO_3)_2 + 5H_2O + N_2O$$

समाहृत अम्ल से अमोनिया बनता है।

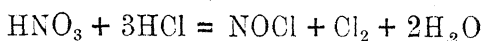
$$4Zn + 10HNO_3 = 4Zn(NO_3)_2 + 3H_2O + NH_4NO_3$$

वङ्ग और समाहृत अम्ल के योग से क्रिया इस प्रकार होती है।

$$Sn + 4HNO_3 = SnO_2 + 4NO_2 + 2H_2O$$

केवल मैगनीसियम और मैंगनीज़ धातुओं से तनु अम्ल से हाइड्रोजन और अमोनिया प्राप्त होता है। जिन धातुओं के दो नाइट्रेट बनते हैं (जैसे पारद के) उनमें धातु के आधिक्य से निम्नांश नाइट्रेट और अम्ल के आधिक्य से उच्चांश नाइट्रेट बनता है।

लोहा, निकेल और वङ्ग शुद्ध समाहृत नाइट्रिक अम्ल से आक्रान्त नहीं होते। पहले ऐसा समझा जाता था कि नाइट्रिक अम्ल की क्रिया से इन धातुओं और इनके आक्साइडों का बहुत पतला आच्छादन बन जाता है जिससे धातुएं फिर आक्रान्त नहीं होतीं किन्तु यह धारणा अब असत्य प्रमाणित हुई है। ऐसे धातुओं को जिन पर नाइट्रिक अम्ल की कोई क्रिया नहीं होती "निष्क्रिय धातु" कहते हैं। इस प्रकार समाहृत नाइट्रिक अम्ल में डुबाने से ये धातुएं निष्क्रिय हो जाती हैं और यह व्यापार "धातुओं की निष्क्रियता" के नाम से पुकारा जाता है।

अम्ल राज। स्वर्ण और प्लाटिनम नाइट्रिक अम्ल में नहीं घुलते। अतः इन धातुओं को "श्रेष्ठ धातु" कहते हैं। ये श्रेष्ठ धातु हाइड्रोक्लोरिक और नाइट्रिक अम्ल के मिश्रण में घुलजाते हैं। अतः इस मिश्रण को अम्ल-राज कहते हैं। श्रेष्ठ धातुओं के घुलाने का कारण यह है कि नाइट्रिक अम्ल और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की क्रिया से नवजात क्लोरीन बनता है और यह नवजात क्लोरीन स्वर्ण और प्लाटिनम को शीघ्र ही आक्रान्त कर विलेय क्लोराइडों में परिणत कर देता है।

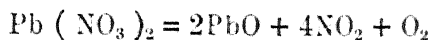
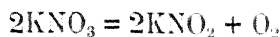
$$HNO_3 + 3HCl = NOCl + Cl_2 + 2H_2O$$

इस अम्लराज के बनाने में नाइट्रिक अम्ल के एक अणु के लिये हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के ३ अणु की आवश्यकता होती है।

नाइट्रेट। नाइट्रिक अम्ल के जो लवण बनते हैं उन्हें नाइट्रेट कहते हैं। नाइट्रेटों में नाइट्रिक अम्ल के हाइड्रोजन का स्थान कोई धातु ग्रहण करता है। ये लवण धातुओं, इनके आक्साइडों, हाइड्राक्साइडों, वा कार्बनेटों को नाइट्रिक अम्ल में घुलाने से प्राप्त होते हैं।

सब नाइट्रेट जल में विलेय होते हैं। गरम करने से वे विच्छेदित हो जाते हैं। कुछ नाइट्रेटों से गरम करने पर नाइट्रोजन पेराक्साइड निकलता है।

$$Pb(NO_3)_2 = 2PbO + 4NO_2 + O_2$$

कुछ नाइट्रेटों को, विशेषतः क्षारीय धातुओं के, गरम करने से आक्सिजन निकलता है।

$$2KNO_3 = 2KNO_2 + O_2$$

अमोनियम नाइट्रेट के गरम करने से नाइट्रस आक्साइड प्राप्त होता है।

$$NH_4NO_3 = N_2O + 2H_2O$$

नाइट्रेटों की परीक्षा। १. गन्धकाम्ल के साथ नाइट्रेटों को गरम करने से नाइट्रोजन पेराक्साइड का रक्त धूम निकलता है।

२. नाइट्रेटों में गन्धकाम्ल और ताम्र का चूर्ण डाल कर गरम करने से रक्त धूम निकलता है।

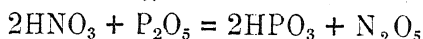
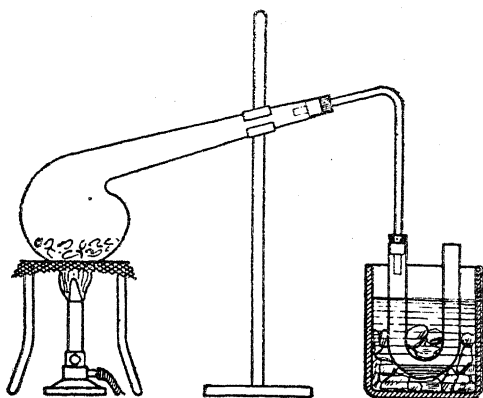
३. नाइट्रेटों के ठंडे विलयन को फ़ेरस सल्फ़ेट के विलयन में डालकर बहुत धीरे धीरे परीक्षा नलिका के पार्श्व में समाहृत गन्धकाम्ल के डालने से नलिका के चारों ओर एक धुंधला कापिल वर्ण का वलय बन जाता है। नाइट्रेट पर गन्धकाम्ल की क्रिया से नाइट्रिक अम्ल मुक्त होता है। फ़ेरस सल्फ़ेट के द्वारा लघ्वीकृत हो यह नाइट्रिक आक्साइड NO बनता है। यह नाइट्रिक आक्साइड फ़ेरस सल्फ़ेट में घुलकर धुंधला कपिल वर्ण का विलयन बनता है।

उपयोग। नाइट्रिक अम्ल अनेक पदार्थों के निर्माण में जैसे गन्धकाम्ल नाइट्रोग्लोसरीन, रंग, नाइट्रेटों और अनेक विस्फोटक पदार्थ में व्यवहृत होता है। सिल्वर नाइट्रेट फोटोग्राफी में काम आता है। स्ट्रांशियम और बेरियम नाइट्रेट आतशबाज़ी में और लेड नाइट्रेट छींट की छपाई में व्यवहृत होता है। नाइट्रिक अम्ल विद्युत् की बेटरियों में काम आता है।

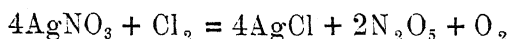
नाइट्रोजन पेन्टाक्साइड वा नाइट्रिक निरुद्क।

$$N_2O_5$$

तैयार करना। (१) नाइट्रिक अम्ल से फ़ास्फ़रस पेन्टाक्साइड के द्वारा जल निकाल लेने पर नाइट्रोजन पेन्टाक्साइड प्राप्त होता है।

$$2HNO_3 + P_2O_5 = 2HPO_3 + N_2O_5$$

ठंढे किए हुए रिटार्ट के फ़ास्फ़रिक पेन्टाक्साइड में उपर्युक्त समीकरण के अनुसार समाहृत नाइट्रिक अम्ल की मात्रा को सावधानी से डालने और तब उस लेई सदृश बने पदार्थ को धीरे धीरे गरम करने से नाइट्रोजन पेन्टाक्साइड स्रवित हो ठंढे ग्राहक में शीघ्र ही मणिभीकृत हो जाता है।

चित्र ५६

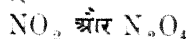
(२) इस यौगिक के आविष्कारक डेविल ने १८४७ ई० में यू-नली में रखे हुये सूखे सिल्वर नाइट्रेट पर सूखे क्लोरीन को ले जाकर इसे प्राप्त किया था। इस रीति से भी यह प्राप्त हो सकता है।

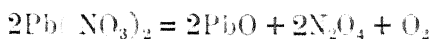
$$4AgNO_3 + Cl_2 = 4AgCl + 2N_2O_5 + O_2$$

गुण। नाइट्रोजन पेन्टाक्साइड सफ़ेद मणिभीय घन होता है। यह ३०° श पर पिघलता और इस तापक्रम पर कुछ कुछ विच्छेदित भी हो जाता है। ४५° और ५०° श के बीच यह शीघ्रता से विच्छेदित हो कर कपिल वर्ण का धूम देता है। यह अस्थायी होता है और अचानक गरम

करने से विस्फ़ोटन के साथ विच्छेदित होता है।

यह जल में शीघ्रता से घुलकर नाइट्रिक अम्ल बनता है। इस प्रकार विलयन बनने में पर्याप्त गरमी निकलती है।

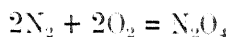
नाइट्रोजन पेराक्साइड।

NO_2 और N_2O_4

तैयार करना। लेड नाइट्रेट को कांच के रिटार्ट में गरम करने और क्रियाफलों को बरफ़ और नमक के हिमीकरण मिश्रण में डूबी हुई यू-नली में ले जाने से नाइट्रोजन पेराक्साइड द्रवीभूत हो रंगहीन द्रव बनता है। हिमीकरण मिश्रण से हटा लेने पर इसका रंग धुंधला होना आरम्भ होता और साधारण तापक्रम पर नारंगी-पीले रंग का हो जाता है।

$$2Pb(NO_3)_2 = 2PbO + 2N_2O_4 + O_2$$

एक आयतन आक्सिजन का दो आयतन नाइट्रिक आक्साइड के साथ मिलाने से भी यह तैयार होता है।

$$2NO + O_2 = 2N_2O_4$$

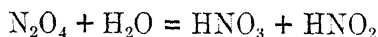
विद्युत-स्फुलिंग की सहायता से नाइट्रोजन और आक्सिजन के संयोग से भी यह प्राप्त होता है।

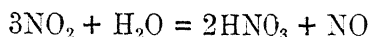
$$2N_2 + 2O_2 = N_2O_4$$

गुण। निम्न तापक्रम पर नाइट्रोजन पेराक्साइड रंगहीन मणिभीय घन में परिणत हो जाता है। यह घन –१०° श पर पिघलता है। इस तापक्रम के ऊपर इसका रंग कुछ कुछ पीला होना आरम्भ होता है और साधारण तापक्रम पर बिलकुल नारंगी रंग का हो जाता है। २२° श पर यह उबलता है और रक्त कपिल वर्ण का वाष्प देता है। तापक्रम के बढ़ने से यह रंग धीरे धीरे गाढ़ा हो जाता है और अन्त में प्रायः अपारदर्शक हो जाता है। इसके ठंढा करने पर ठीक इसके प्रतिकूल परिवर्तन होता है। इस रंग के परिवर्तन के साथ इसके घनत्व में भी भेद होता जाता है। कुछ भिन्न भिन्न तापक्रमों का घनत्व यहां दिया जाता है।

तापक्रम श	अपेक्षिक घनत्त्व	अणुभार
२६·७°	३८·३	७६·६
६२·२°	३०·१	६०·२
१००·१°	२४·३	४८·६
१३५·०°	२३·१	४६·२
१४०·०°	२३·०	४६·०

N_2O_4 सूत्र के अनुसार घनत्व ४६·०४ और NO_2 के अनुसार २३·०२ होना चाहिये। इससे स्पष्ट मालूम होता है। कि १४०·०° श पर केवल NO_2 के अणु विद्यमान है किन्तु निम्न तापक्रमों पर NO_2 और N_2O_4 आणुओंके मिश्रण हैं। ऐसा समझा जाता है कि –१०° श पर इसके केवल N_2O_4 अणु ही विद्यमान रहते हैं और इसके ऊपर जैसे जैसे तापक्रम बढ़ता है वैसे वैसे यह N_2O_4, NO_2 में विच्छेदित होता जाता है और अन्त में १४०° श पर पूर्ण रूप से NO_2 में विच्छेदित हो जाता है।

यह जल के द्वारा भी विच्छेदित हो जाता है। निम्न तापक्रम पर थोड़े जल से क्रिया इस प्रकार होती है।

$$N_2O_4 + H_2O = HNO_3 + HNO_2$$

साधारण तापक्रम पर जल के आधिक्य में क्रिया इस प्रकार होती है।

$$3NO_2 + H_2O = 2HNO_3 + NO$$

गैसीय नाइट्रोजन पेराक्साइड साधारणतः दहन का पोषक नहीं है। जलती कमची इसमें बुझ जाती है किन्तु तेज़ी से जलता फ़ास्फ़रस अधिक तीव्रता के साथ जलता है। यह जलना इस कारण होता है कि तेज़ी से जलता फ़ास्फ़रस इसे आक्सिजन और नाइट्रोजन में विच्छेदित करने में समर्थ

होता है।

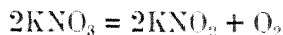
यह दम घोंटनेवाली और बहुत विषैली गैस है। वायु के अधिक मिले रहने पर इसके सूंघने से सिर में दर्द और बीमारी होती है।

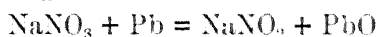
यह पारद, ताम्र और लोहे सरीखी धातुओं को आक्रान्त करता है।

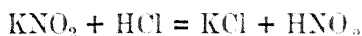
नाइट्रस अम्ल।

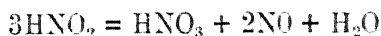
HNO_2

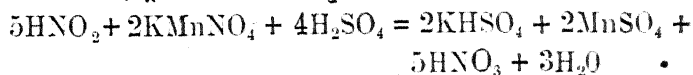
तैयार करना। पोटासियम नाइट्रेट को सावधानी से इसके द्रवणांक के ऊपर गरम करने से यह पोटासियम नाइट्राइट में परिणत हो जाता है।

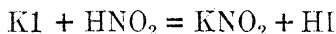
$$2KNO_3 = 2KNO_2 + O_2$$

सोडियम नाइट्रेट को सीस धातु के साथ पिघलाने से भी सोडियम नाइट्रेट सोडियम नाइट्राइट में लघ्वीकृत हो जाता है।

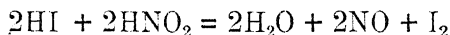
$$NaNO_3 + Pb = NaNO_2 + PbO$$

इन नाइट्राइटों पर समाहृत हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की क्रिया से नाइट्रस अम्ल का जलीय विलयन प्राप्त होता है।

$$KNO_2 + HCl = KCl + HNO_2$$

गुण। नाइट्रस अम्ल शुद्धावस्था में ज्ञात नहीं है। इसका जलीय विलयन भी साधारण तापक्रम पर निम्न समीकरण के अनुसार विच्छेदित हो जाता है।

$$3HNO_2 = HNO_3 + 2NO + H_2O$$

अतः यह बहुत अस्थायी होता है। यह आक्सीकारक और लघ्वीकारक दोनों होता है। जो पदार्थ आक्सिजन को शीघ्र ही त्याग सकते हैं उन्हें यह लघ्वीकृत करता है और जो पदार्थ आक्सिजन को शीघ्रता से ले लेते हैं उन्हें यह आक्सीकृत करता है। पोटासियम परमैंगनेट को यह लघ्वीकृत करता और स्वयं नाइट्रिक अम्ल में आक्सीकृत हो जाता है।

$$5HNO_2 + 2KMnNO_4 + 4H_2SO_4 = 2KHSO_4 + 2MnSO_4 + 5HNO_3 + 3H_2O$$

दूसरी ओर यह पोटासियम आयोडाइड से आयोडीन को मुक्त करता है। यहां क्रिया इस प्रकार होती है कि हाइड्रोजन आयोडाइड पहले मुक्त होता है।

$$KI + HNO_2 = KNO_2 + HI$$

पीछे यह हाइड्रोजन आयोडाइड नाइट्रस अम्ल के द्वारा आक्सीकृत हो आयोडीन मुक्त करता है।

$$2HI + 2HNO_2 = 2H_2O + 2NO + I_2$$

इसके लवण, नाइट्राइट अम्ल से कहीं अधिक स्थायी होते हैं और उपरोक्त रीति से प्राप्त होते हैं। दाहक सोडा में नाइट्रोजन पेराक्साइड के ले जाने से भी पोटासियम नाइट्रेट और पोटासियम नाइट्राइट का मिश्रण प्राप्त होता है।

$$2KOH + 2NO_2 = KNO_3 + KNO_2 + H_2O$$

नाइट्राइट साधारणतः विलेय होते हैं। केवल सिल्वर नाइट्राइट बहुत कम घुलता है।

जांच। १. इसकी उपस्थिति पोटासियम आयोडाइड से आयोडीन मुक्त करने और पोटासियम परमैंगनेट के रंग दूर करने से जानी जा सकती है।

२. गन्धकाम्ल और फ़ेरस सल्फ़ेट से यह भी नाइट्रेटों के सदृश कपिल रंग का विलय बनता है किन्तु इस विलय का रंग अधिक गाढ़ा होता है।

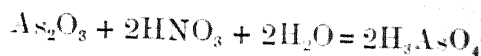
३. तनु वा समाहृत गन्धकाम्ल के डालने से इससे कपिल वर्ण का धूम निकलता है।

नाइट्रोजन ट्राइ-आक्साइड।

N_2O_3

तैयार करना। १. नाइट्रिक आक्साइड और नाइट्रोजन पेराक्साइड के मिश्रण को –२१° श से नीचे ठंढी की हुई नली में ले जाने से यह गाढ़े नीले द्रव के रूप में प्राप्त होता है।

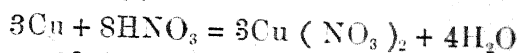
आर्सीनियस आक्साइड पर नाइट्रिक अम्ल की
का मिश्रण प्राप्त होता है उसे भी −२१° श से नीचे
प्राप्त होता है।

$$As_2O_3 + 2HNO_3 + 2H_2O = 2H_3AsO_4$$

गुण। यह आक्साइड बहुत अस्थायी होता है।
तापक्रम पर ही यह बनता है। तापक्रम के बढ़ने से यह
विच्छेदित हो जाता है। गैसीय अवस्था में नाइट्रोजन
नहीं है।

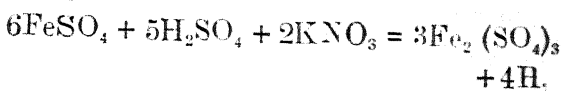
नाइट्रिक आक्साइड।

NO

तैयार करना। १. ताम्र पर कुछ तनु नाइट्रिक अ
यह प्राप्त होता है।

$$3Cu + 8HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 4H_2O$$

इस रीति से प्राप्त नाइट्रिक आक्साइड शुद्ध नहीं होता
जन के और आक्साइड मिले रहते हैं।

२. शुद्ध नाइट्रिक आक्साइड पोटासियम नाइट्रेट औ
के विलयन को तनु गन्धकाम्ल से आम्लिक बनाकर गरम
होता है।

$$6FeSO_4 + 5H_2SO_4 + 2KNO_3 = 3Fe_2(SO_4)_3 + 4H_2$$

गुण। नाइट्रिक आक्साइड वर्ण रहित गैस है।
घुलता नहीं। साधारण अवस्था में एक आयतन जल में
गैस का घुलता है।

यह गैस कठिनता से द्रवीभूत होती है। −११° श पर

दबाव की आवश्यकता होती है। द्रव नाइट्रिक आक्साइड –९३° श पर खौलता है।

वायु के संसर्ग से आक्सिजन के साथ संयुक्त हो यह नाइट्रोजन पेराक्साइड का रक्त धूम देता है। इस क्रिया के द्वारा इस गैस और अन्य गैसों में विभेद करते हैं।

नाइट्रोजन के आक्साइडों में यह सब से अधिक स्थायी होता है। रक्त ताप पर यह विच्छेदित हो जाता है। दहन का यह पोषक नहीं है। जलती कमची वा गन्धक इस गैस में बूझ जाता है। धीरे धीरे जलने वाला फ़ास्फ़रस भी इस में बूझ जाता है किन्तु तीव्रता से जलने वाला फ़ास्फ़रस और तीव्रता से जलने लगता है। इसका कारण यह है कि इस प्रकार की तीव्रता से जलने वाला फ़ास्फ़रस इस आक्साइड को नाइट्रोजन और आक्सिजन में विच्छेदित कर देता है।

यह गैस फ़ेरस सल्फ़ेट के विलयन में घुल जाती है। इस प्रकार घुलकर कपिल वर्ण का एक यौगिक F_2SO_4 NO बनता है। नाइट्रिक अम्ल के परीक्षण में इसी का वलय बनता है। इस कपिल वर्ण के यौगिक को गरम करने से यह फिर नाइट्रिक आक्साइड और फ़ेरस सल्फ़ेट में विच्छेदित हो जाता है। इसी रीति से शुद्ध नाइट्रिक आक्साइड प्राप्त करते हैं।

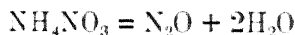
संगठन। लोहे के तार के सर्पिल को नाइट्रिक आक्साइड में विद्युत् के द्वारा गरम करने से लोहा नाइट्रिक आक्साइड के आक्सिजन के साथ संयुक्त हो आयॅन आक्साइड Fe_3O_4 बनता है और नाइट्रोजन मुक्त हो जाता है। इस नाइट्रोजन का आयतन नाइट्रिक आक्साइड के आयतन का आधा पाया जाता है। इस प्रकार मालूम होता है कि नाइट्रिक आक्साइड के एक आयतन में नाइट्रोजन का आधा आयतन विद्यमान रहता है। दूसरे शब्दों में नाइट्रिक आक्साइड के एक अणु में नाइट्रोजन का आधा अणु वा एक परमाणु विद्यमान रहता है। अतः इस सूत्र N_1Ox हुआ। इस नाइट्रिक आक्साइड का आपेक्षिक घनत्व १४ है। अतः इसका अणुभार ३० हुआ। इस ३० में से नाइट्रोजन के एक अणुभार का भार १४ निकाल लेने से १६ रह जाता है।

१६ आक्सिजन के एक परमाणु का भार है। अतः नाइट्रिक आक्साइड का सूत्र NO हुआ।

नाइट्रस आक्साइड।

N_2O

तैयार करना। यह गैस शुष्क अमोनियम नाइट्रेट को एक छोटे फ्लास्क में रख कर गरम करने से सुविधा से प्राप्त होती है। यह जल पर इकट्ठी की जा सकती है।

$$NH_4NO_3 = N_2O + 2H_2O$$

यशद पर तनु गन्धकाम्ल की क्रिया से भी यह प्राप्त हो सकती है किन्तु इस प्रकार से प्राप्त नाइट्रस आक्साइड शुद्ध नहीं होता।

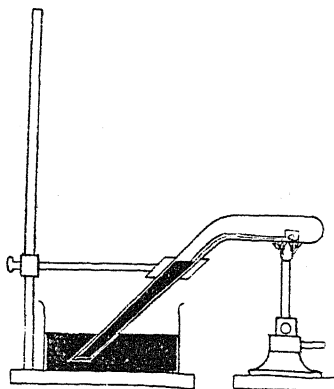
गुण। नाइट्रस आक्साइड वर्ण रहित गैस है। इसका स्वाद और गन्ध रुचिकर होता है। १५° श पर ४० वायुमण्डल के दबाव से यह द्रवीभूत हो जाता है। यह चंचल द्रव −९२° श पर खौलता है।

यह जल में घुलता है। ०° श पर जल का एक आयतन गैस के १·३ आयतन को और २०° श पर जल का एक आयतन गैस के ०·६७ आयतन को घुलाता है।

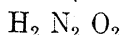
यह शीघ्रता से विच्छेदित हो जाता है, अतः प्रायः आक्सिजन के समान ही यह दहन का पोषक होता है। मोमबत्ती, गन्धक और फ़ासफ़रस जिस तीव्रता से आक्सिजन में जलते हैं प्राय: उसी तीव्रता से इस गैस में भी जलते हैं। धीरे धीरे जलता गन्धक इसमें बूझ जाता है। यहां यह स्मरण रखने की बात है कि नाइट्रस आक्साइड स्वयं दहन का पोषक नहीं किन्तु इसके विच्छेदित होने से जो आक्सिजन मुक्त होता है वही दहन का पोषक होता है नाइट्रस आक्साइड में आक्सिजन डालने से वह नाइट्रोजन पेराक्साइड नहीं बनता। अतः इस क्रिया से इस गैस और नाइट्रिक आक्साइड में विभेद कर सकते हैं।

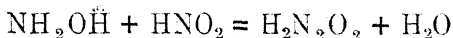
इस गैस को सूंघने से कुछ कुछ हंसी आती है। अतः इस गैस को 'हंसानेवाली गैस' भी कहते हैं। अधिक मात्रा में सूंघने से अचेतनता

होती है और शरीर के किसी भाग पर बेदना नहीं मालूम होती। अतः छोटी छोटी अस्त्र चिकित्साओं में, जैसे दांत उखाड़ना इत्यादि में, यह प्रयुक्त होती है।

संगठन। नाइट्रस आक्साइड में पोटासियम के जलाने से यह मालूम हो जाता है कि इसमें कितना आयतन नाइट्रोजन का विद्यमान रहता है। इस गैस को एक टेढ़ी कांच नली में भर कर उसमें पोटासियम का एक छोटा टुकड़ा रखकर उसके मुख को पारद में डूबा कर गरम करने से पोटासियम आक्सिजन के साथ संयुक्त हो जाता है और नाइट्रोजन मुक्त हो जाता है। इस मुक्त नाइट्रोजन का आयतन नाइट्रस आक्साइड के आयतन के बराबर होता है। अतः एक आयतन नाइट्रस आक्साइड में एक अणु वा दो परमाणु नाइट्रोजन के रहते हैं। अतः इसका सूत्र-N_2Ox हुआ। इस गैस का अपेक्षिक घनत्व २२ है। अतः इसका अणुभार ४४ हुआ। इस ४४ से नाइट्रोजन के दो परमाणु का भार २८ निकाल लेने पर १६ शेष बच जाता है। १६ आक्सिजन का परमाणु भार है। अतः इसमें केवल एक परमाणु आक्सिजन विद्यमान है। अतः इसका सूत्र N_2O हुआ।

चित्र ५६

हाइपो-नाइट्रस अम्ल।

$$H_2 N_2 O_2$$

तैयार करना। यह अम्ल हाइड्राक्सील एमिन पर नाइट्रस अम्ल की क्रिया से प्राप्त होता है।

$$NH_2OH + HNO_2 = H_2N_2O_2 + H_2O$$

यह सिल्वर हाइपो-नाइट्राइट पर ईथरीय हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के

विलयन की क्रिया से भी प्राप्त होता है। इस ईथरीय विलयन के वाष्पीभवन से इसके मणिभ प्राप्त होते हैं।

गुण। यह श्वेत मणिभीय घन होता है। बहुत अस्थायी होने के कारण विस्फोटक होता है। जल में शीघ्र ही घुलकर नाइट्रस आक्साइड और जल में विच्छेदित हो जाता है।

हिमांक के अवनमन से इसका अणुभार मालूम हुआ है और उससे इसका सूत्र $H_2N_2O_2$ सिद्ध हुआ है।

हाइपो-नाइट्राइट। इस हाइपोनाइट्रस अम्ल के लवणों को हाइपो-नाइट्राइट कहते हैं। यह द्विभास्मिक अम्ल है। अतः इसके सामान्य और आम्लिक दो श्रेणियों के लवण होते हैं। ये लवण अतिदुर्बल लघ्वीकारकों, जैसे जल और सोडियम पारद-मिश्रण के द्वारा नाइट्रेटों वा नाइट्राइटों को लघ्वीकृत करने से प्राप्त होते हैं।

सिल्वर हाइपोनाइट्राइट पीत वर्ण का अविलेय घन होता है। यह सिल्वर नाइट्रेट के विलयन में सोडियम वा पोटासियम हाइपोनाइट्राइट की क्रिया से अवक्षिप्त हो जाता है।

अभ्यासार्थ प्रश्न।

१. बड़ी मात्रा में नाइट्रिक अम्ल का निर्माण कैसे होता है? जब नाइट्रिक अम्ल की निम्न पदार्थों पर क्रिया होती है तब क्या परिवर्तन होते हैं। (१) बंग (२) यशद (३) ताम्र (४) गन्धक और (५) कार्बन।

२. व्यापारिक नाइट्रिक अम्ल में क्या क्या मुख्य अशुद्धियां रहती हैं और उन्हें दूर कर शुद्ध अम्ल कैसे प्राप्त कर सकते हैं!

३. अमोनियम नाइट्रेट के गरम करने से कौन कौन गैसें प्राप्त होती है। उनके विशिष्ट गुणों का वर्णन करो।

१६° श और ७४८ मम. दबाव पर ८५ लिटर इस गैस का प्राप्त करने के लिये कितने अमोनियम नाइट्रेट को पूर्ण रूप से विच्छेदित करने की आवश्यकता होगी।

४. नाइट्रोजन के भिन्न भिन्न आक्साइडों के नाम और सूत्र लिखो। उनकी जल पर क्या क्रियाएं होती है ? इनमें के कुछ आक्साइडों के गुणों का वर्णन करो।

५. (क) तनु नाइट्रिक अम्ल और (ख) समाहृत नाइट्रिक अम्ल के स्रवित करने से क्या परिणाम होता है ?

६. नाइट्रिक अम्ल में आक्सीकारक और प्रबल विलायक क्रिया का दृष्टान्त दो। नाइट्रिक अम्ल के क्या उपयोग हैं ?

७, शुद्ध नाइट्रिक आक्साइड कैसे प्राप्त होता है ? कैसे प्रमाणित करोगे कि इसका सूत्र NO है ?

८. नाइट्रिक आक्साइड और नाइट्रस आक्साइड में कैसे विभेद करोगे ? नाइट्रस आक्साइड के गुणों का वर्णन करो और बताओ कि इसमें और आक्सिजन में कैसे विभेद करोगे ?

परिच्छेद २२

कार्बन और हाइड्रोकार्बन ।

कार्बन एक तत्त्व है। जब यह केवल हाइड्रोजन के साथ यौगिक बनता है तब ऐसे यौगिकों को हाइड्रो-कार्बन कहते हैं। कार्बन के यौगिकों का रसायन के एक विशेष विभाग में अध्ययन होता है। रसायन के इस विभाग को "कार्बनिक रसायन" कहते हैं। इस स्थान पर हाइड्रोकार्बनों में से केवल दो तीन यौगिकों का ही वर्णन होगा ताकि इनके अध्ययन से कार्बन का क्रमबद्ध ज्ञान हो जाय। कार्बन हीरा और ग्रेफाइट के रूप में बहुत प्राचीन काल से ज्ञात है। १६६४ ई० में पहले-पहल देखा गया कि हीरा भी जलता है। लवासिये ने सिद्ध किया कि हीरे के जलने से कार्बन डाइ-आक्साइड बनता है।

उपस्थिति। हीरा और ग्रेफाइट के रूप में कार्बन अपेक्षाकृत शुद्धावस्था में पाया जाता है। पौधों का कार्बन एक आवश्यकीय अवयव है। जल और खनिज अंश को छोड़ कर सूखी लकड़ी में प्रतिशत प्रायः ५० भाग कार्बन का रहता है। पौधों के सड़ने से कार्बन का अंश धीरे धीरे बढ़ता है। इस प्रकार पौधे पहले कपिल वर्ण के कोयले में परिणत हो जाते हैं। इसे लिगनाइट कहते हैं। लिगनाइट में बनस्पतियों की बनावट के चिन्ह साफ देख पड़ते हैं। लिगनाइट की बनावट एकसी नहीं होती। भिन्न भिन्न नमूनों में भिन्न भिन्न होती है। औसत इसमें प्रतिशत ६६ भाग कार्बन का रहता है। प्रायः इसी प्रकार की विच्छेदन क्रिया से खनिज कोयला बनता है जिसका विस्तृत निःक्षेप इस देश में, विशेषतः बंगाल, बिहार और मध्य प्रान्त में पाया गया है। जान्तव पदार्थों का भी कार्बन एक आवश्यकीय अवयव है।

अनेक स्थानों में विशेषतः रूस, अमेरिका, बर्मा और ईरान में पेट्रोलियम पाया गया है। पेट्रोलियय भिन्न भिन्न हाइड्रो-कार्बनों का मिश्रण है। पेट्रोलियम

के कूपों से कार्बन और हाइड्रोजन का यौगिक पंक गैस निकलता है।

कार्बन डाइ-आक्साइड के रूप में वायु में कार्बन मिलता है। यह सड़ने, सांस लेने और जलने से बनता है। यद्यपि इसकी मात्रा बहुत कम है, प्रत्येक दस हजार भाग में केबल ३ से ४ भाग किन्तु वायु-मण्डल इतना विस्तृत है कि इतनी अल्प मात्रा में होने पर भी इसकी तौल अनेक अरब मन तक कूती गई है। चूना पत्थर, डोलोमाइट सदृश प्राकृतिक कार्बनेटों का जो पृथ्वी के स्तरों के महत्व पूर्ण अंश है कार्बन एक आवश्यकीय अवयव है। कार्बन हीरा, ग्रेफ़ाइट और कोयला इन तीन रूपान्तरों में प्रकृति में पाया जाता है।

हीरा।

प्राचीन काल में हीरा केवल भारत में प्राप्त होता था और पश्चात् देशों में जाता था। कोहनूर सदृश ऐतिहासिक हीरे इसी देश मे प्राप्त हुए थे। इस समय हीरा इस देश में बहुत कम निकलता है। बुन्देलखण्ड में कहीं कहीं खोदकर हीरा निकाला जाता है। आजकल हीरा प्रधानतः दक्षिण अफ्रीका और अस्ट्रेलिया से प्राप्त होता है। सबसे बड़ा हीरा ३००० करांत का (१ करांत =०·२ ग्राम) ट्रांसवाल में १९०५ ई० में पाया गया था।

कृत्रिम हीरा। मोयासन ने पहले-पहल कृत्रिम हीरा निर्माण करने की चेष्टा की थी। उन्हों ने चीनी के शुद्ध कोयले को एक छोटी लोहे की नली में रख उसे बन्द कर मूषा में रखकर विद्युत् भट्ठी में गरम किया। मूषा के द्रवीभूत अंश को पिघले हुए सीसे में डूबाकर ठंढ़ा किया। इस प्रकार लोहे का बाहरी अंश घन हो गया किन्तु अन्दर का अंश द्रव ही रहा। अन्दर का यह द्रव जब घन बनना शुरू हुआ तब इस के प्रसार से अन्दर के कोयले पर बहुत अधिक दबाव पड़ा। इस दबाव के कारण कोयला हीरा में परिणत हो गया। लोहे को हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुला लेने से हीरा अविलेय रह जाता है। इस रीति से कुछ वर्णरहित और कुछ काले हीरे प्राप्त होते हैं। इस विधि से प्राप्त हीरा बहुत ही छोटा होता है। इसका व्यास

आधा मिलिमीटर से कम ही होता है। अतः आभूषणों के लिये यह हीरा काम का नहीं होता।

गुण। शुद्ध हीरा वर्णरहित पारदर्शक घन होता है। इसका मणिभीय रूप घनमूलीय होता है। यह सबसे अधिक कठोर और कुछ कुछ भंगुर होता है। यह विद्युत्चालक नहीं होता। इसका आपेक्षिक घनत्व प्रायः ३·५ होता है। इसका वर्त्तनांक अन्य सब पदार्थों से अधिक २·४५ होता है। इतना अधिक वर्त्तनांक होने के कारण ही हीरे में चमक और सौन्दर्य होता है। हीरे का मूल्य इसकी वर्णहीनता पर निर्भर करता है। कुछ दशाओं में विशेषत: जब उनका रंग किसी एक निश्चित रंग-लाल, नीला, वा हरा-का और सुन्दर होता है तब उनका मूल्य बहुत बढ़ जाता है। अम्लों की इस पर कोई क्रिया नहीं होती। सोडियम कार्बनेट को पिघलाने से इस पर धीरे धीरे क्रिया होती है।

विद्युत् की भट्ठी में तीव्र ताप से यह ग्रेफ़ाइट में परिणत हो जाता है और इसका आयतन बढ़ जाता है। ८००° श के ऊपर तप्त करने से यह शीघ्रता से जलने लगता है और इस प्रकार जलकर कार्बन डाइ-आक्साइड बनता है। शुद्ध आक्सिजन की उपस्थिति में यह क्रिया सरलता से होती है। लवासिये ने पहले-पहल देखा कि दहनशील पदार्थों के सदृश हीरा भी जल कर कार्बन डाइ-आक्साइड बनता है। डेवी ने प्रमाणित किया कि इसके जलने से केवल कार्बन डाइ-आक्साइड बनता है और यह शुद्ध कार्बन है। इसके जलने से जो भस्म रह जाता है उसकी मात्रा प्रतिशत ०·०५ से ०·२ भाग तक होती है। इस भस्म में साधारणतः फ़ेरिक आक्साइड और सिलिका पाये जाते हैं।

ग्रेफ़ाइट।

कार्बन का यह दूसरा रूपान्तर प्रकृति में हीरे से अधिक पाया जाता है। साइबेरिया, सीलोन और भारत के भिन्न भिन्न भागों में ग्रेफ़ाइट पाया जाता है। कृत्रिम रीति से भी बड़ी मात्रा में नायगारा में चूर्ण किए हुए कोक में

प्रबल विद्युत् की धारा के द्वारा प्राप्त होता है। इस ग्रेफ़ाइट को एचीसन का ग्रेफ़ाइट कहते हैं। पिघले हुए लोहे को शीतल करने से हीरे की भांति ग्रेफ़ाइट भी प्राप्त होता है।

गुण। ग्रेफ़ाइट कोमल, चमकीला, भूरे रंग का मणिभीय घन होता है इसमें धातु की द्युति होती है। इसके चूर्ण को छूने से चिकना साबुन सा कोमल मालूम होता है। यह साधारणतः सघन पिण्ड में पाया जाता है किन्तु कभी कभी षट्पार्श्वीय मणिभों में भी पाया जाता है। इसका आपेक्षिक घनत्व २·२ होता है। काग़ज़ पर रगड़ने से काला चिन्ह पड़ जाता है। अतः मिट्टी के साथ मिलाकर पतले तारों में बनाकर इससे पेन्सिल तैयार करते हैं।

यह ताप और विद्युत् का चालक होता है अतः एलेक्ट्रो-टाइप में इसका व्यवहार होता है। यह अगलनीय होता है। अतः मूषा के बनाने में इसका उपयोग होता है। बारूद को पालिश करने और यन्त्रों के चिकनाने में भी काम आता है। तनु अम्लों और पिघले हुए क्षारों की इस पर कोई क्रिया नहीं होती। प्रायः ६००° श पर गरम करने से यह जलता और कार्बन डाइ-आक्साइड में परिणत हो जाता है। इसके जलने से जो भस्म रह जाता है उसमें सिलका SiO_2, आयर्न आक्साइड Fe_2O_3 और अलुमिना Al_2O_3 पाये जाते हैं। पोटासियम क्लोरेट और नाइट्रिक अम्ल के साथ धीरे धीरे गरम करने से यह आक्सीकृत हो जाता है। इस रीति से हीरे पर कोई क्रिया नहीं होती।

अमणिभीय कार्बन।

कार्बन के उपरोक्त दो रूपान्तर मणिभीय होते हैं। इसके अमणिभीय रूपान्तर भिन्न भिन्न प्रकार के कोयले हैं जो अत्यधिक मात्रा में पाये जाते हैं।

खनिज कोयला। इसे साधारणतः पत्थर का कोयला कहते हैं। यह प्राकृतिक पदार्थ है। बहुत प्राचीन कालके वानस्पतिक अवशेषों के पृथ्वी के अन्दर ताप और दबाव के द्वारा विच्छेदित हो जाने से यह खनिज कोयला

बनता है। इन वानस्पतिक पदार्थों के परिवर्तन की भिन्न भिन्न अवस्थाओं के कारण खनिज कोयला भिन्न भिन्न प्रकार का होता है। इन्हें पीट, बिटुमिनस कोयला, कैनेल कोयला और अंथ्रेसाइट कहते हैं। इन भिन्न भिन्न कोयलों में कार्बन की मात्रा भिन्न भिन्न, प्रतिशत ५० से ९३ भाग तक रहती है।

	कुल कार्बन प्रतिशत	वाष्पशील पदार्थ प्रतिशत	जल प्रतिशत
पीट	५७	५१·५	१८·१
बिटुमिनस कोयला	८०	२६·२	४·०
कैनेल कोयला	८२	५० से ७०	३०
अंथ्रेसाइट	९३	६·१	२·०

भारत में कोयला अधिक परिमाण में निकलता है। दो करोड़ टन से अधिक कोयला यहां प्रति वर्ष खानों से निकलता है। अमणिभीय कोयलों में खनिज कोयला सबसे अशुद्ध होता है। कोयला गैस और जल वाष्प तैयार करने के लिये यह खनिज कोयला प्रयुक्त होता है। इससे कोक भी बनता है।

गैस-कार्बन। जलने वाली गैस के निर्माण में खनिज कोयले के विच्छेदक स्रवण से रिटार्ट में बहुत कठोर कार्बन का निःक्षेप पाया जाता है। इस निःक्षेप को गैस-कार्बन कहते हैं। इसका आपेक्षिक घनत्व प्रायः २·३५ होता है। यह विद्युत्-चालक होता है। अतः आर्क-प्रकाश के कार्बन छड़ के निर्माण में व्यवहृत होता है।

कोक। यह भी कोयले के विच्छेदक स्रवण से प्राप्त होता है। यह गैस कार्बन से भिन्न होता है और उससे अधिक अशुद्ध होता है। इसमें कार्बन की मात्रा प्रतिशत प्रायः ९० भाग तक रहती है। यह धातु-शोधन में व्यवहृत होता है।

जान्तव कोयला। पशु पक्षियों की हड्डियों को रिटार्ट में गरम करने से यह प्राप्त होता है। इसमें बहुत अधिक मात्रा में अशुद्धियां मिली रहती

है। कालसियम फ़ास्फ़ेट इसमें बहुत अधिक, प्रतिशत ७० भाग तक, रहता है। इस कालसियम फ़ास्फ़ेट पर बहुत सूक्ष्म-विभाजित कार्बन के निःक्षेप के कारण इस कार्बन की तह अधिक विस्तृत होती है। अतः साधारण कोयले से इसकी शोषण और विरंजन क्षमता अधिक होती है। यह चीनी के साफ करने में व्यवहृत होता है।

लकड़ी का कोयला। लकड़ी को अपर्याप्त वायु में जलाने से वाष्पशील पदार्थ जलकर निकल जाते और कार्बन न्यूनाधिक शुद्ध रूप में रह जाता है। ऐसे कोयले की प्रकृति लकड़ी से जिस तापक्रम पर कोयला बनाया जाता है उस पर निर्भर करती है। रिटार्ट में लकड़ी के विच्छेदक स्रवण से भी यह कोयला प्राप्त होता है। इसका आपेक्षिक घनत्व १·४ से १·९ तक होता है तौ भी यह साधारणतः जल पर तैरता है। इसका कारण यह है कि छिद्रमय होने के कारण इसके छेदों में वायु प्रवेश कर जाती है, जिससे यह जल से हलका हो उस पर तैरता है। छिद्रमय होने के कारण ही यह गैसों को शोषित करता और इस कार्य के लिये व्यवहृत होता है। नारियल का कोयला अनुकूल अवस्था में निम्न गैसों को इस मात्रा में सोखता है।

अमोनिया	१७२ गुना अपने आयतन के
हाइड्रोजन क्लोराइड	१६५ ,, ,,
नाइट्रस आक्साइड	९९ ,, ,,
कार्बन डाइ-आक्साइड	७९ ,, ,,

रंगीन जल का रंग भी कोयले से दूर हो जाता है। अतः रंगों को दूर करने के लिये भी यह काम आता है। अस्पतालों में बुरी गैसों को सोखने के लिये टोकरियों में भर कर कोयला रखा जाता है। कोयले पर छान कर पीने का जल भी शुद्ध किया जाता है। यह जलाकर ताप उत्पन्न करने और धातु-शोधन में प्रयुक्त होता है।

कजली। अतिकार्बनीय पदार्थों को अपर्याप्त वायु में जलाने से धूम्रमय

ज्वाला बनती है। इस ज्वाला में पर्याप्त कार्बन विद्यमान रहता है। इस ज्वाला के ऊपर किसी शीतल घन तह के रखने से उस पर कजली जम जाती है। कजली के बहुत महीन भाग को दीप कजली कहते हैं। यह कजली छापे की रोशनाई और जूते की पालिश बनाने में काम आती है। इस कजली को कांच की नली में रख कर उस पर क्लोरीन गैस ले जाने से इसका हाइड्रोजन निकल जाता और इस प्रकार बहुत शुद्ध कार्बन प्राप्त होता है।

कार्बन के गुण। कार्बन के रूपान्तरों के तैयार करने और उनके गुणों का उल्लेख ऊपर हो चुका है। कार्बन के सभी रूपान्तर पर्याप्त आक्सिजन में जलाने से कार्बन डाइ-आक्साइड बनते हैं।

कार्बन अगलनीय होता है किन्तु विद्युत् की भट्ठी के तापक्रम पर बिना पिघले ही उड़ जाता है। यह सक्रिय नहीं होता। क्लोरीन के अतिरिक्त अन्य तत्त्वों से साधारण वा कुछ उच्च तापक्रम पर भी संयुक्त नहीं होता। उच्च तापक्रम पर यह आक्सिजन, गन्धक, हाइड्रोजन, नाइट्रोजन, लोहे और अलुमिनियम के साथ संयुक्त हो जाता है।

कार्बन उच्च तापक्रम पर बहुत प्रबल लघ्वीकारक होता है क्योंकि यह आक्सिजन के साथ संयुक्त हो कार्बन मनाक्साइड वा कार्बन डाइ-आक्साइड बनता है। उच्च तापक्रम पर लघ्वीकरण के गुण के कारण यह अनेक कामों में व्यवहृत होता है। अनेक धातुओं के शोधन में धातुओं के आक्साइडों को लघ्वीकृत करने के लिये कोक वा कोयला प्रयुक्त होता है। लेड आक्साइड वा कापर आक्साइड को कोयले के साथ गरम करने से सीसा वा ताम्र धातु प्राप्त होती है। इसी प्रकार लोहे, यशद और वङ्ग के यौगिक भी लघ्वीकृत हो जाते हैं।

एक ग्राम हीरे के जलने से ७८६९ कलारी और एक ग्राम ग्रेफ़ाइट के जलने से ७८९४ कलारी ताप निकलता है। एक ग्राम अमणिभीय कोयले को जल कर कार्बन मनाक्साइड के बनने में केवल २४१७ कलारी ताप निकलता

है। शुद्ध कार्बन निम्न रीति से प्राप्त होता है।

१०० ग्राम चीनी को थोड़े जल में घुलाकर शोरा तैयार करते हैं। इसे एक गहरे कांच के बीकर में रखकर उस पर प्रायः १०० घ. सम. समाहृत गन्धकाम्ल डालते हैं। शीघ्र ही यह शोरा फेन देता और झुलस जाता है। कोयले के इस काले ढेर को जल से अच्छे प्रकार से धोकर अम्ल को निकाल डालते हैं। इसे तब सूखाकर इस पर क्लोरीन गैस ले जाकर कुछ गरम करते हैं। कार्बन का हाइड्रोजन क्लोरीन के साथ हाइड्रोजन क्लोराइड बनकर निकल जाता है और इस प्रकार शुद्ध कार्बन रह जाता है।

कार्बन के सब रूपान्तर एक ही तत्त्व हैं। यद्यपि देखने में हीरा, ग्रेफ़ाइट और कोयला इतने भिन्न भिन्न मालूम होते हैं तथापि ये तीनों एक तत्त्व के ही रूपान्तर हैं। यह बात बहुत सरलता से सिद्ध की जा सकती है क्यों कि इन तीनों रूपान्तरों को आक्सिजन में जलाने से एक ही यौगिक कार्बन डाइ-आक्साइड बनता है। इस प्रयोग से यह भी मालूम हो जाता है कि कितना कार्बन कितने आक्सिजन के साथ मिलकर कार्बन डाइ-आक्साइड बनता है।

एक कठोर कांच की नली को लेकर उसके अधिकांश भाग को दानेदार कापर आक्साइड (CuO) से भरदो। इस नली के एक किनारे में चीनी मिट्टी के नाव में कार्बन का कोई रूपान्तर थोड़ा रख कर तौलो और तब नाव को रख दो। नली के इस छोर के काग में कांच नली को लगाकर उसे गन्धकाम्ल के धावक बोतल और तब आक्सिजन की टंकी से जोड़ दो। कांच की नली के दूसरे छोर के काग में पोटाश बल्ब जोड़ दो। इस बल्ब में पोटासियम हाइड्राक्साइड का विलयन रखा रहता है। इस बल्ब के दूसरे छोर के साथ एक कालसियम क्लोराइड की नली लगा दो। पोटाश बल्ब और नाव के कार्बन को तौलकर रख दो।

अब कापर आक्साइड को गरम करो। जब यह तप्त हो जाय तब आक्सिजन की धारा में नाव के कार्बन को गरम करो। कार्बन जल कर कार्बन डाइ-आक्साइड बन जायगा और आक्सिजन के प्रवाह से पोटाश बल्ब

में जाकर शोषित हो जायगा । इस बल्ब का प्रयोग के पूर्व और पश्चात् तौलने से कार्बन डाइ-आक्साइड की तौल का ज्ञान हो जाता है । नाव के कार्बन को प्रयोग के पूर्व और पश्चात् तौलने से कार्बन की मात्रा का ज्ञान हो जाता है ।

नाव और कार्बन की तौल = क ग्राम
नाव और भस्म की तौल = ख ग्राम
अतः कार्बन की तौल = (क–ख) ग्राम हुई ।
पोटाश बल्ब की तौल प्रयोग के पूर्व = ग ग्राम
,, ,, ,, पश्चात् = घ ग्राम
अतः कार्बन डाइ-आक्साइड की तौल = (ग–घ) ग्राम हुई ।

(क–ख) ग्राम कार्बन (ग–घ) ग्राम कार्बन डाइ-आक्साइड बनता है । कार्बन के किसी रूपान्तर हीरा, वा ग्रेफ़ाइट, वा कजली के जलने से (क–ख) और (ग–घ) की निष्पत्ति एक ही पाई जाती है ।

हाइड्रो-कार्बन ।

हाइड्रो-कार्बन केवल कार्बन और हाइड्रोजन के यौगिक हैं । कार्बन हाइड्रोजन के साथ सरलता से संयुक्त नहीं होता तो भी यह अनेक भिन्न भिन्न प्रकार का यौगिक बनता है । कार्बन की एक विशेषता यह है कि इस के परमाणु अन्य तत्त्वों के परमाणु से ही संयुक्त नहीं होते किन्तु वे परस्पर एक दूसरे से भी बहुत अधिक संख्या में संयुक्त होते हैं । इस से इन यौगिकों की संख्या बहुत बढ़ गई है । कुछ हाइड्रो-कार्बन जिन में कार्बन और हाइड्रोजन के परमाणुओं की संख्या अपेक्षाकृत कम होती है वे साधारण तापक्रम पर गैसीय होते हैं ।

मिथेन CH_4, इथेन C_2H_6, एथीलीन C_2H_4 और एसिटिलीन C_2H_2 गैसीय हैं । कुछ हाइड्रो-कार्बन जिनमें कार्बन और हाइड्रोजन के परमाणुओं की संख्या कुछ अधिक होती है वे द्रव होते हैं । पेन्टेन C_5H_{12}, बेनज़ीन C_6H_6 और तारपीन $C_{10}H_{16}$ साधारण अवस्था में द्रव होते हैं । कुछ हाइड्रो-कार्बन जिन में कार्बन और हाइड्रोजन के परमाणुओं की संख्या और

अधिक होती हैं साधारण अवस्था में घन होते हैं। नैप्थलीन $C_{10}H_8$ और अन्थ्रेसीन $C_{14}H_{10}$ साधारण अवस्था में घन होते हैं। इन हाइड्रो-कार्बनों को निम्न श्रेणियों में विभक्त कर सकते हैं।

१. **मिथेन श्रेणी वा पाराफीन।** इस श्रेणी का पहला यौगिक मिथेन वा पंक गैस CH_4 है। दूसरा यौगिक इथेन C_2H_6 और तीसरा प्रोपेन C_3H_8 है। इन यौगिकों का सामान्य सूत्र $C_n H_{2n+2}$ है। इन्हें संतृप्त हाइड्रो-कार्बन भी कहते हैं।

२. **एथीलीन श्रेणी।** इस श्रेणी का पहला यौगिक एथीलीन C_2H_4 और दूसरा प्रोपीलीन C_3H_6 है। इन यौगिकों का सामान्य सूत्र $C_n H_{2n}$ है।

३. **एसिटिलीन श्रेणी।** इस श्रेणी का पहला यौगिक एसिटिलीन C_2H_2 है। सामान्य सूत्र $C_n H_{n2-2}$ है।

४. **एरोमैटिक श्रेणी।** इस श्रेणी का पहला यौगिक बेनज़ीन C_6H_6 है। इन का सामान्य सूत्र C_nH_{2n-4} वा C_nH_{2n-6} है।

नीचली तीन श्रेणियों के हाइड्रो-कार्बन अतृप्त हाइड्रो-कार्बन वर्ग के हैं। यहां केवल मिथेन, एथीलीन और एसिटिलीन पर विचार होगा।

मिथेन वा पंक गैस।

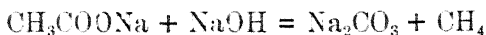
CH_4

उपस्थिति। प्रकृति में मिथेन पर्याप्त मात्रा में पाया जाता है। कोयले की खानों से जो गैस निकलती हैं उन में मिथेन अधिक मात्रा में रहता है। पेट्रोलियम के कूपों से जो गैसें निकलती हैं उन में भी मिथेन बहुतायत से रहता है। इस गैस का नाम पंक गैस इसलिये पड़ा कि यह गैस वानस्पतिक पदार्थों के विच्छेदन से दलदल भूमि के पंकों से निकलती है। सरोवरों के पेंदों के कीचड़ों से जो गैसें निकलती है उन में अधिकांश मिथेन रहता है। कोयले वा लकड़ी के विच्छेदक स्रवण से जो गैसें प्राप्त होती हैं उन में प्रतिशत प्रायः ३५ भाग तक मिथेन का रहता है।

तैयार करना। १. लड़की के कोयले को हाइड्रोजन के आवरण में

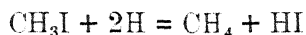
१२००° श तक गरम करने से कार्बन और हाइड्रोजन कुछ कुछ मिलकर मिथेन बनते हैं। निकेल के बारीक चूर्ण की उपस्थिति में यह रासायनिक संयोग प्रायः ३००° श पर ही होता है। हाइड्रोजन के आवरण में कार्बन विद्युत्द्वारों के बीच विद्युत्-स्फुलिंग उत्पन्न करने से भी एसिटिलीन के साथ साथ मिथेन बनता है।

२. अधिक सुविधा से सोडियम ऐसीटेट को शुष्क सोडा चूना के साथ गरम करने से मिथेन प्राप्त होता है। सोडियम ऐसीटेट (१० ग्राम) और शुष्क सोडा-चूना (३० ग्राम) खरल में खूब मिलाकर फ्लास्क में रखकर काग और निकास नली लगाकर गरम करने से यह गैस निकलती है और द्रोणी में जल के ऊपर इकट्ठी हो सकती है।

$$CH_3COONa + NaOH = Na_2CO_3 + CH_4$$

सोडियम ऐसीटेट सोडा मिथेन

इस विधि से प्राप्त मिथेन बिलकुल शुद्ध नहीं होता। इस में हाइड्रोजन और एथीलीन मिला रहता है।

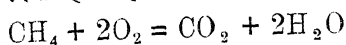
३. शुद्ध मिथेन मेथिल आयोडाइड (CH_3I) पर यशद-ताम्र युग्म की लघ्वीकरण क्रिया के द्वारा प्राप्त होता है। एक फ्लास्क में यशद-ताम्र युग्म रखकर उस पर मेथिल आयोडाइड और मेथिल अलकोहल के मिश्रण को बूंद कीप के द्वारा डालने से (मेथिल आयोडाइड को मेथिल अलकोहल में घुलाना अत्यावश्यक है) यशद-ताम्र युग्म की क्रिया से हाइड्रोजन उत्पन्न होकर मेथिल आयोडाइड को लघ्वीकृत करता है।

$$CH_3I + 2H = CH_4 + HI$$

इस मिथेन को यशद-ताम्र युग्म से भरी हुई यू-नली में ले जाकर तब जल पर इकट्ठा कर सकते हैं। यशद-ताम्र युग्म के द्वारा मिथेन का मेथिल आयोडाइड दूर होकर शुद्ध हो जाता है।

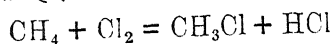
गुण। मिथेन वर्णरहित, स्वादरहित और गन्धरहित गैस है। यह 0° श पर १४० वायुमण्डल के दबाव से द्रवीभूत हो जाता है। यह जल में बहुत कम घुलता है। 0° श पर जल का १०० आयतन मिथेन के केवल

४·४ आयतन को घुलाता है ।

पर्याप्त आक्सिजन में यह हल्की नीली प्रकाशहीन ज्वाला के साथ जलता है । इस प्रकार जलकर कार्बन डाइ-आक्साइड और जल बनता है । इस प्रकार जलने के लिये मिथेन के प्रत्येक १ आयतन के लिये आक्सिजन के २ आयतन की आवश्यकता होती है ।

$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$$

आक्सिजन वा वायु की परिमित मात्रा में यह बहुत विस्फ़ोटक मिश्रण बनता है । ऐसे ही विस्फ़ोटक मिश्रणों में आग लगने से खानों में दुर्घटनाएं हो जाया करती हैं ।

क्लोरीन और ब्रोमीन के साथ यह यौगिक बनता है जिन में हाइड्रोजन के स्थान को क्लोरीन वा ब्रोमीन ग्रहण कर लेता और हाइड्रोजन निकल जाता है । इस प्रकार की क्रिया को 'स्थानापत्ति' कहते हैं और इस से जो यौगिक बनते हैं उन्हें 'स्थानापत्ति-फल' । यह क्रिया साधारणतः सञ्चारित सूर्य-प्रकाश में ही होती है । सीधे सूर्य-प्रकाश में क्रिया इतनी तीव्र होती है कि विस्फोटन हो जाता है ।

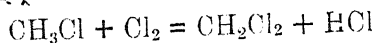
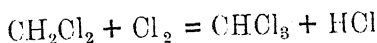
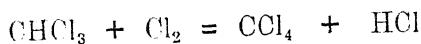
$$CH_4 + Cl_2 = CH_3Cl + HCl$$

यदि क्लोरीन वा ब्रोमीन की मात्रा अधिक है तब मिथेन के दो तीन और चार तक हाइड्रोजन क्लोरीन वा ब्रोमीन से स्थानापत्ति हो जाते हैं ।

$$CH_3Cl + Cl_2 = CH_2Cl_2 + HCl$$

मेथिलीन क्लोराइड

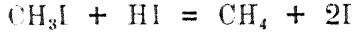
$$CH_2Cl_2 + Cl_2 = CHCl_3 + HCl$$

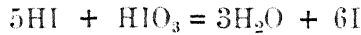
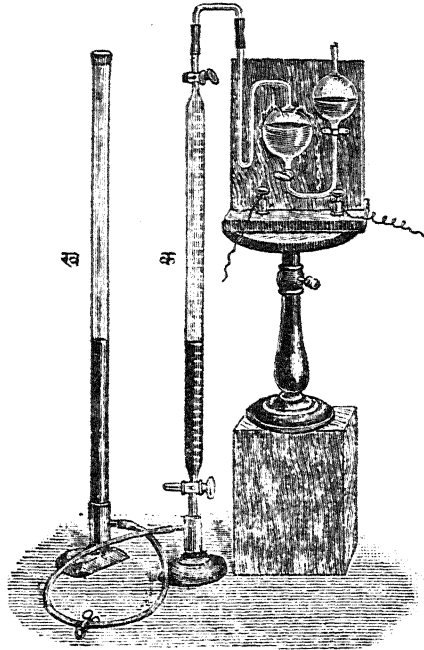
क्लोरोफार्म

$$CHCl_3 + Cl_2 = CCl_4 + HCl$$

कार्बन टेट्रा-क्लोराइड

क्लोरीन और ब्रोमीन के सदृश आयोडीन संयुक्त नहीं होता । इस का कारण यह समझा जाता है कि साधारणतः आयोडीन क्लोरीन और ब्रोमीन से कम सक्रिय होता और आयोडीन की क्रिया से HI बनता है और यह

HI लघ्वीकारक होता है। अतः यह मेथिल आयोडाइड को शीघ्रही लघ्वीकृत कर देता है।

$$CH_3I + HI = CH_4 + 2I$$

यहां यदि HIO_3 विद्यमान रहे तो कुछ मेथिल आयोडाइड प्राप्त हो सकता है क्योंकि यह HIO_3, HI को शीघ्रही विच्छेदित कर देता है।

$$5HI + HIO_3 = 3H_2O + 6I$$

संगठन। इस गैस के एक ज्ञात आयतन (२० घ. सम.) को लेकर अधिक आक्सिजन (८० घ. सम.) के साथ गैस-मापक में विस्फुटित करने से मिथेन के कार्बन और हाइड्रोजन क्रमशः कार्बन डाइ-आक्साइड और जल में परिणत हो जाते हैं। यदि यह विस्फ़ोटन १००° श पर किया जाय तो गैस-मिश्रण के आयतन में कोई विकार नहीं होता। शीतल होने पर जल-वाष्प द्रवीभूत हो जाता है। इससे गैस-मिश्रणके आयतन मे कमी हो जाती है। १०० घ. सम. गैस-मिश्रण विस्फ़ोटन के बाद ६० घ.सम. हो जाता है। इससे मालूम होता है कि ४० घ. सम. की कमी हुई है। बची हुई गैस में दाहक पोटाश

चित्र ५७

के विलयन के डालने से अथवा शोषण बल्ब में गैस के ले जाने से कार्बन डाइ-आक्साइड शोषित हो जाता है और इस प्रकार २० घ. सम. की फिर

कमी होती है । अब गैस-मापक में ४० घ. सम. आक्सिजन रह जाता है। यह प्रयोग हेम्पेल के उपकरण में किया जा सकता है (चित्र ५७ देखो) ।

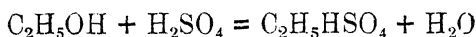
इस प्रकार २० घ. सम. मिथेन से २० घ. सम. कार्बन डाइ-आक्साइड और ४० घ. सम. जलवाष्प बनता है। जलवाष्प में इसके आयतन के तुल्य ही हाइड्रोजन रहता है । अतः ४० घ. सम. जलवाष्प में ४० घ. सम. हाइड्रोजन विद्यमान है। यह सारा हाइड्रोजन मिथेन से ही प्राप्त हुआ है। अतः २० घ. सम. मिथेन से २० घ. सम. कार्बन डाइ-आक्साइड और ४० घ. सम. हाइड्रोजन प्राप्त होता है वा १ घ. सम. मिथेन से १ घ. सम. कार्बन डाइ-आक्साइड और २ घ. सम. हाइड्रोजन प्राप्त होता है। आवोगाड्रो के सिद्धान्त के अनुसार एक अणु मिथेन में कार्बन के एक परमाणु (क्योंकि कार्बन डाइ-आक्साइड के प्रत्येक अणु में कार्बन का एकही परमाणु रहता है) और हाइड्रोजन के २ अणु वा ४ परमाणु विद्यमान रहते हैं। अतः इस का सूत्र $(CH_4)_n$ हुआ ।

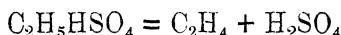
इस गैस का आपेक्षिक घनत्व ८ है। अतः इसका अणुभार १६ हुआ। यह १६ CH_4 सूत्र के अनुकूल है क्योंकि कार्बन का परमाणुभार १२ और ४ हाइड्रोजन का ४ है अतः इसका सूत्र CH_4 हुआ ।

एथीलीन

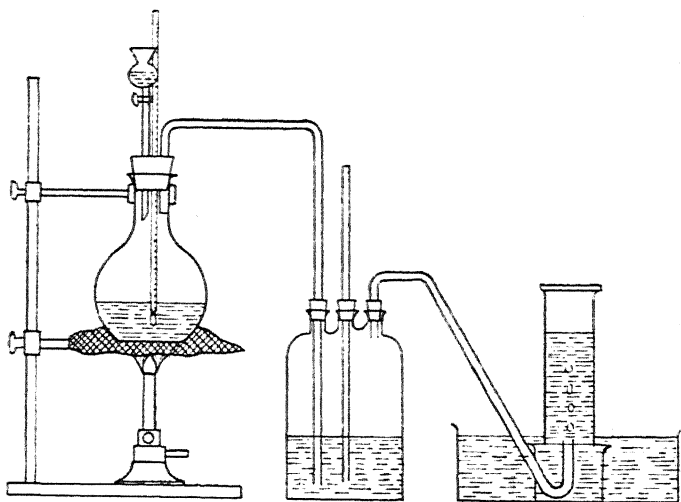
C_2H_4

तैयार करना । १. अलकोहल को गन्धकाम्ल के आधिक्य में गरम करने से एथीलीन प्राप्त होता है। यहां अलकोहल पर गन्धकाम्ल की क्रिया से पहले एथिल हाइड्रोजन सल्फ़ेट बनता है ।

$$C_2H_5OH + H_2SO_4 = \underset{\text{एथिल हाइड्रोजन सल्फ़ेट}}{C_2H_5HSO_4} + H_2O$$

इस एथिल हाइड्रोजन सल्फ़ेट को गरम करने से एथीलीन निकलता है ।

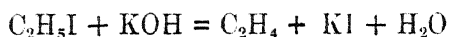
$$C_2H_5HSO_4 = C_2H_4 + H_2SO_4$$

एक लिटर के समावेशन के गोल पेंदे के फ्लास्क में पहले थोड़ा बालू रखकर

उस में ६० घ. सम. के लगभग समाहृत गन्धकाम्ल डालो और फिर धीरे धीरे २० घ. सम. एथिल अलकोहल डालो । इस फ्लास्क में काग लगाकर

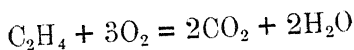
चित्र ५८

इस काग में एक बोतल और वुल्फ़ बोतल में लम्बी निकास नली लगा दो और तार जाली पर फ़्लास्क को धीमी आंच से गरम करो । कुछ समय के बाद मिश्रण धुंधला हो जायगा और उस से गैस निकलेगी । यही गैस एथीलीन की है और जल पर इकट्ठी की जा सकती है ।

गन्धकाम्ल के स्थान में सान्द्र फ़ास्फ़रिक अम्ल का भी प्रयोग हो सकता है । फ़ास्फ़रिक अम्ल के प्रयोग से अधिक शुद्ध एथीलीन प्राप्त होता है ।

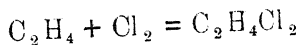
२. एथिल आयोडाइड पर अलकोहलीय पोटाश की क्रिया से भी एथीलीन प्राप्त हो सकता है ।

$$C_2H_5I + KOH = C_2H_4 + KI + H_2O$$

गुण । एथीलीन वर्णरहित गैस है । इस में कुछ रुचिकर गन्ध होती है । यह जल में कम घुलता है । $0°$ श पर जल का १०० आयतन इस गैस के २५·६ आयतन को घुलाता है । अलकोहल में यह शीघ्रता से घुल जाता है । यह द्रवीभूत भी सरलता से हो जाता है । $0°$ श पर द्रवीभूत होने के लिये ४३ वायुमण्डल का दबाव पर्याप्त है । द्रव एथीलीन $-१०३°$ श पर खौलता है ।

यह ज्योतिर्मय ज्वाला के साथ जलता है । इस प्रकार जलकर कार्बन डाइ-आक्साइड और जल बनता है । गैस के एक आयतन के लिये पूर्ण रूप से जलने में आक्सिजन के ३ आयतन की आवश्यकता होती है ।

$$C_2H_4 + 3O_2 = 2CO_2 + 2H_2O$$

किसी निष्पत्ति में आक्सिजन के साथ मिलाकर आग लगाने से तीव्र विस्फ़ोटन होता है ।

क्लोरीन के साथ धीरे धीरे संयुक्त हो यह तैल सा द्रव बनता है । इसे एथीलीन क्लोराइड $C_2H_4Cl_2$ कहते हैं । इस तैल सा द्रव उत्पन्न करने के कारण ही इस गैस का नाम तैलजनक गैस वा ओलिफ़ीन पड़ा है ।

$$C_2H_4 + Cl_2 = C_2H_4Cl_2$$

यह ब्रोमीन, आयोडीन, हाइड्रोब्रोमिक अम्ल HBr, हाइड्रियोडिक अम्ल HI, गन्धकाम्ल और हाइड्रोजन के एक एक अणु के साथ मिलकर यौगिक बनता है । इस प्रकार के यौगिकों को संयोजन यौगिक कहते हैं क्योंकि उपरोक्त पदार्थों के अणु इस गैस से युक्त हो जाते हैं । इस प्रकार के संयोजन यौगिकों के बनने के कारण ही इन हाइड्रो-कार्बनों को अतृप्त हाइड्रो-कार्बन कहते हैं । मिथेन संयोजन यौगिक नहीं बनता । यह स्थानापत्ति यौगिक बनता है अतः इसे सन्तृप्त हाइड्रो-कार्बन कहते हैं ।

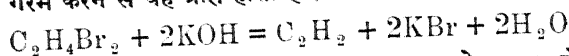
संगठन । इस गैस के संगठन का ज्ञान ठीक मिथेन के संगठन के ज्ञान के सदृश ही प्राप्त किया जा सकता है ।

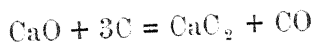
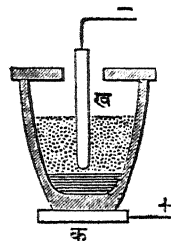
एसिटिलीन।

C_2H_2

उपस्थिति। एसिटिलीन बड़ी थोड़ी मात्रा में कोयले की गैस में पाया जाता है। कार्बनिक पदार्थों के अपूर्ण दहन से भी यह बहुत थोड़ी मात्रा में बनता है। प्रकृति में यह नहीं पाया जाता।

तयार करना। १. एथीलीन डाइ-ब्रोमाइड को अलकोहलीय पोटाश के साथ गरम करने से यह प्राप्त होता है।

$$C_2H_4Br_2 + 2KOH = C_2H_2 + 2KBr + 2H_2O$$

२. अधिक सुविधा से यह कालसियम कारबाइड से प्राप्त होता है। कालसियम कारबाइड पहले-पहल अमेरिका निवासी विलसन और पीछे फ्रांसीसी मोयासन के द्वारा विद्युत् भट्टी में बड़ी मात्रा में तैयार हुआ था। प्रबल विद्युत् भट्टी में चूना पत्थर वा चूना और कोक के मिश्रण को पिघलाने से यह बनता है।

$$CaO + 3C = CaC_2 + CO$$

अनेक प्रकार की भट्टियां होती हैं जिन में कालसियम कारबाइड तैयार होता है। ये सब भट्टियां प्रायः एकही सिद्धान्त पर बनी होती हैं। भट्टी का पेंदा इस का धन विद्युतद्वारा होता है और कार्बन छड़ों की पंक्तियां इस का ऋण विद्युतद्वार होती हैं। इन विद्युतद्वारों के बीच विद्युत् के प्रवाह से जो आर्क बनता है उस की गरमी से चूने और कोक का मिश्रण जो इन दोनों विद्युतद्वारों के बीच रखा रहता है संयुक्त हो पिघल जाता है। इस प्रकार इनसे कालसियम कारबाइड बनता है। किसी किसी भट्टी में यह पिघला हुआ कारबाइड निकाल लिया जाता है। ऐसी भट्टियों का सबसे सामान्य रूप का चित्र यहां दिया हुआ है। इस में मूषा ग्रेफाइट की बनी है और यह धातु के एक पट्ट 'क' के संसर्ग में है। यह पट धन विद्युतद्वार होता है। कार्बन की एक छड़ 'ख'

चित्र ५६

ऋण विद्युत्द्वार होता है। इन दोनों के बीच के स्थान में चूने और कोक का मिश्रण रखा होता है।

एक छोटे निस्यन्दक फ्लास्क में पहले थोड़ा बालू रखो। इस बालू को कालसियम कारबाइड के टुकड़ों से ढंक दो। इस फ्लास्क के काग में एक बूंद कीप लगा दो। फ्लास्क की पार्श्वनली में निकास नली लगाकर उसे द्रोणी के जल में ले जाओ। इस नली के छोर पर जलभरा गैसजार औंधा दो। पानी को धीरे धीरे बूंद कीप के द्वारा प्रवेश कराने से एसिटिलीन गैस बनकर जल के ऊपर गैसजार में इकट्ठी होती है।

२. बरथेलो ने इस गैस को हाइड्रोजन के आवरण में कार्बन विद्युत्-द्वार के बीच विद्युत् स्फुलिंग के द्वारा प्राप्त किया था। इसके लिये उन्हें सेव के आकार के बल्ब का जिसके दोनों छोर में दो दो छेद वाली टोंटी लगी हुई थी प्रयोग करना पड़ा था। इस टोंटी के द्वारा दो ओर से विद्युत्द्वार प्रवेश

चित्र ६०

करता है और दूसरे छेदों में एक से हाइड्रोजन प्रवेश करता और दूसरे से निकल जाता है। इस प्रकार निकल हुये हाइड्रोजन में एसिटिलीन प्राप्त हुआ था।

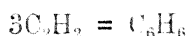
गुण। एसिटिलीन वर्णरहित गैस है। इसकी गन्ध अरुचिकर नहीं होती किन्तु कालसियम कारबाइड से जो गैस प्राप्त होती है उस में थोड़े फ़ास्फ़ीन PH_3 नामक गैस के रहने के कारण इसकी गन्ध बहुत अरुचिकर हो जाती है।

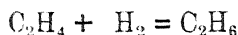
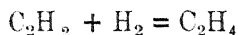
यह गैस विषैली होती है। 0° श पर २६ वायुमण्डल के दबाव से द्रवीभूत हो जाती है। द्रव एसिटिलीन –८२° श पर खौलता है। साधारण तापक्रम और दबाव पर जल का एक आयतन गैस के एक आयतन को और

अलकोहल का एक आयतन गैस के ६ आयतन को घुलाता है।

एसिटिलीन ताप-शोषक क्रिया से बनता है। अतः जब यह विच्छेदित होता तब इस से ताप निकलता है। यह धूम्रमय सप्रकाश ज्वाला के साथ जलता है। इसकी ज्वाला बहुत उष्ण होती है। प्रकाश उत्पन्न करने के लिये बहुत बारीक छेदों से जलाने से यह धूम्ररहित सप्रकाश ज्वाला के साथ जलता है। इसमें कोयले की गैस से १५ गुना अधिक प्रकाश उत्पन्न करने की क्षमता विद्यमान है अतः प्रकाश उत्पादन के लिये व्यवहृत होता है। वायु वा आक्सिजन के साथ मिलाकर आग लगाने से तीव्र विस्फोटन होता है। आक्सी-एसिटिलीन ज्वालक में जलाने से ४०००° श तक तापक्रम प्राप्त हो सकता है। चूंकि दबाव में रखने से यह गैस कभी कभी स्वयं विस्फुटित हो जाती है। अतः साधारणतः यह दबाव में नहीं रखी जाती। कालसियम कारबाइड पर ही जल की क्रिया से इच्छानुसार तैयार होती है।

रक्त ताप पर गरम करने से एसिटिलिन बेनज़ीन C_6H_6 में परिणत हो जाता है।

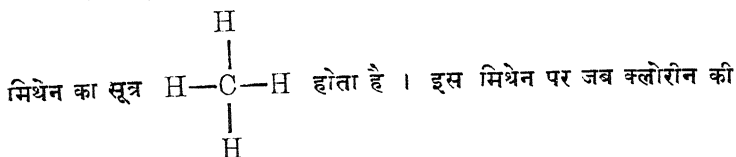
$$3C_2H_2 = C_6H_6$$

नवजात हाइड्रोजन के संसर्ग से यह पहले एथीलीन C_2H_4 और पीछे इथेन में परिणत हो जाता है। इस प्रकार यह हाइड्रोजन के एक और दो अणु से संयुक्त होता है।

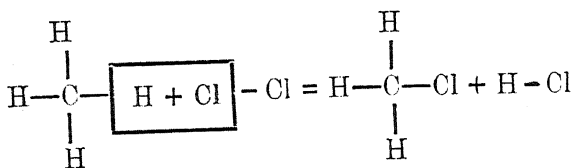
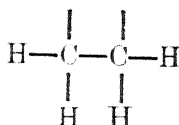
$$C_2H_2 + H_2 = C_2H_4$$
$$C_2H_4 + H_2 = C_2H_6$$

यह क्लोरीन और ब्रोमीन को शीघ्रता से शोषित कर इन के एक और दो अणुओं के साथ संयुक्त हो जाता है। यह हैलोजनीय अम्लों से भी सीधे संयुक्त होता है।

एसिटिलीन का आपेक्षिक घनत्व १३ है अतः इसका अणुभार २६ हुआ। चूंकि कार्बन का परमाणुभार १२ और हाइड्रोजन का १ है अतः इस का सूत्र C_2H_2 हुआ।

मिथेन, एथीलीन, एसिटिलीन का चित्र सूत्र।

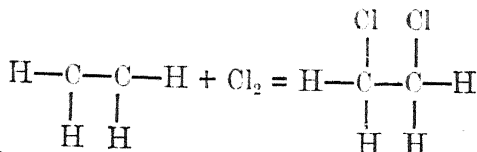
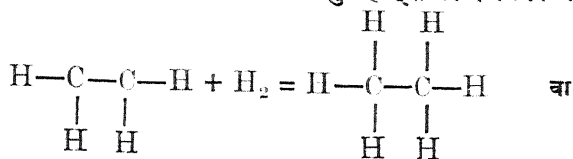
ऊपर प्रमाणित हुआ है कि मिथेन का सूत्र CH_4, एथीलीन का सूत्र C_2H_4 और एसिटिलीन का सूत्र C_2H_2 है। इन सूत्रों को अणु सूत्र कहते हैं। ये सूत्र केवल यह सूचित करते हैं कि इन के अणुओं में कितने और कौन तत्वों के परमाणु विद्यमान हैं। इन से यह नहीं मालूम होता कि इन के परमाणु किस रीति से अणु में संयुक्त हैं। इनके चित्र सूत्रों से इनके परमाणुओं के संयुक्त होने की विधि का पता लगता है। कार्बनिक रसायन में चित्र सूत्र बड़े महत्व के हैं क्योंकि इस रसायन में अनेक ऐसे यौगिक हैं जिनके अणुसूत्र एकही हैं किन्तु उन के अणुओं में उन के परमाणु भिन्न भिन्न रीति से संयुक्त होते हैं और इस प्रकार भिन्न भिन्न रीति से संयुक्त होने के कारण भिन्न भिन्न यौगिक बनते हैं, अतः कार्बन के यौगिकों के चित्र सूत्र का ज्ञान अत्यावश्यक है।

यदि हाइड्रोजन को एकबन्धक और कार्बन को चतुर्बन्धक मान लें तो

मिथेन का सूत्र
$$\begin{array}{c} H \\ | \\ H-C-H \\ | \\ H \end{array}$$
होता है। इस मिथेन पर जब क्लोरीन की क्रिया होती है तब एक वा एक से अधिक हाइड्रोजन के स्थान में क्लोरीन प्रवेश करता है और इस प्रकार मिथेन से स्थानापत्ति यौगिक मेथील क्लोराइड इत्यादि बनते हैं।

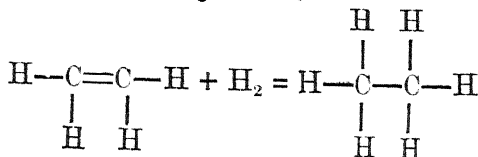
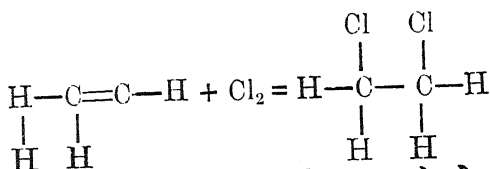
$$\begin{array}{c} H \\ | \\ H-C- \\ | \\ H \end{array}\boxed{H + Cl}-Cl = \begin{array}{c} H \\ | \\ H-C-Cl \\ | \\ H \end{array} + H-Cl$$

अब यदि कार्बन को चतुर्बन्धक मानकर एथीलीन का चित्र सूत्र लिखें तो इस में प्रत्येक कार्बन के एक एक बन्धन मुक्त रहते हैं।

साधारणतः हमें कोई प्रमाण नहीं मिलता कि इन यौगिकों में कार्बन के बन्धन मुक्त हैं वा नहीं। इन यौगिकों में कार्बन को यदि त्रिबन्धक मान लें तब एथीलिन का चित्र सूत्र $\begin{array}{ccccccc} H & - & C & - & C & - & H \\ & & | & & | & & \\ & & H & & H & & \end{array}$ यह होता है। यह हाइड्रोजन वा क्लोरीन वा ब्रोमीन के साथ संयुक्त हो इस प्रकार यौगिक बनता है।

$$\begin{array}{ccccccccccccccccc} & & & & & & & & & & & & H & & H & & \\ & & & & & & & & & & & & | & & | & & \\ H & - & C & - & C & - & H & + & H_2 & = & H & - & C & - & C & - & H \\ & & | & & | & & & & & & & & | & & | & & \\ & & H & & H & & & & & & & & H & & H & & \end{array}$$

वा

$$\begin{array}{ccccccccccccccccc} & & & & & & & & & & & & Cl & & Cl & & \\ & & & & & & & & & & & & | & & | & & \\ H & - & C & - & C & - & H & + & Cl_2 & = & H & - & C & - & C & - & H \\ & & | & & | & & & & & & & & | & & | & & \\ & & H & & H & & & & & & & & H & & H & & \end{array}$$

कार्बन के त्रिबन्धक होने के भी कोई दृढ़ प्रमाण नहीं हैं। साधारणतः ऐसा समझा जाता है कि इन यौगिकों में भी कार्बन चतुर्बन्धक है और कार्बन के परमाणु एक से अधिक बन्धनों से परस्पर युक्त हैं। इस सिद्धान्त के अनुसार एथीलीन का चित्र सूत्र यह $\begin{array}{ccccccc} H & - & C & = & C & - & H \\ & & | & & | & & \\ & & H & & H & & \end{array}$ होता है और यह हाइड्रोजन वा क्लोरीन से इस प्रकार संयुक्त होता है।

$$\begin{array}{ccccccccccccccccc} & & & & & & & & & & & & H & & H & & \\ & & & & & & & & & & & & | & & | & & \\ H & - & C & = & C & - & H & + & H_2 & = & H & - & C & - & C & - & H \\ & & | & & | & & & & & & & & | & & | & & \\ & & H & & H & & & & & & & & H & & H & & \end{array}$$

$$\begin{array}{ccccccccccccc} & & & & & & & & & Cl & & Cl & \\ & & & & & & & & & | & & | & \\ H- & C & = & C & -H & + Cl_2 = & & H- & & C- & & C- & H \\ | & | & & & & & & & & | & & | & \\ H & H & & & & & & & & H & & H & \end{array}$$

इन यौगिकों में कार्बन परमाणुओं को परस्पर दो दो बन्धनों से संयुक्त होने के कारण इन्हें अतृप्त यौगिक कहते हैं। ये हाइड्रोजन वा क्लोरीन वा ब्रोमीन के साथ संयुक्त होने पर सन्तृप्त यौगिकों में परिणत हो जाते हैं। ये यौगिक हाइड्रोजन, क्लोरीन वा ब्रोमीन के योग से बनते हैं। ये एथीलीन में किसी के स्थान को ग्रहण नहीं करते अतः इन्हें संयोजन यौगिक कहते हैं।

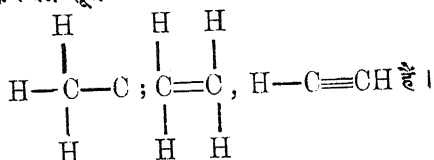
एसिटिलीन के सम्बन्ध में भी या तो कार्बन को द्विबन्धक मान सकते हैं H—C—C—H वा कार्बन को चतुर्बन्धक मानकर इसके दो दो बन्धन मुक्त

$$\begin{array}{ccccc} & | & & | & \\ H- & C & - & C & -H \\ & | & & | & \end{array}$$

हैं यह मान सकते हैं वा एक कार्बन के तीन बन्धन दूसरे कार्बन के ३ बन्धन से संयुक्त हैं H—C≡C—H यह मान सकते हैं।

साधारणतः अन्तिम मतही ठीक समझा जाता है। इस प्रकार एसिटिलीन भी अतृप्त यौगिक है और हाइड्रोजन, क्लोरीन वा हाइड्रोजन ब्रोमाइड के दो अणुओं के साथ मिलकर सन्तृप्त यौगिक बनता है अतः मिथेन, एथीलीन और एसिटिलीन के चित्र सूत्र

$$\begin{array}{cccccccc} & H & & & H & & H & \\ & | & & & | & & | & \\ H- & C & -C\ ; & C & = & & C\ , & H-C\equiv CH \\ & | & & & | & & | & \\ & H & & & H & & H & \end{array}$$

हैं।

एक से अधिक बन्धनों से संयुक्त होने के कारण यह समझना भूल है कि अतृप्त यौगिक सन्तृप्त यौगिकों से अधिक स्थायी होते हैं। वस्तुतः बात इसके प्रतिकूल है। अतृप्त यौगिक सन्तृप्त यौगिकों से अधिक अस्थायी होते हैं। बायर ने इन यौगिकों के अस्थायी होने के कारण को खोज निकाला है। आप के मत के अनुसार कार्बन परमाणुओं के एक से अधिक बन्धनों से संयुक्त

चित्र ६१

निकलकर प्रधान नल ग में आते हैं जहां द्रवीभूत अलकतरा और जल विद्यमान रहता है। यहीं सभी रिटार्ट के वाष्पशील पदार्थ आते हैं। गैसें यहां कुछ ठंढी हो जाती है और उनका जल और अलकतरा द्रवीभूत हो जाता है। जिस नल के द्वारा रिटार्ट से गैसें आती हैं वह नल प्रधान नल के द्रव घ में डूबा रहता है जिससे ये गैसें फिर रिटार्ट में उस समय लौट नहीं सकतीं जब यह फिर कोयला से भरा जाता है। इस से यथासम्भव प्रधान नल के द्रव का उत्सेद एकसा रखा जाता है। अधिक जल को जलकूप में निकाल डालते हैं। ४ से ६ घन्टों में स्रवण समाप्त हो जाता है। कोक को रिटार्ट से निकाल कर पानी से बुझा देते हैं। गरम अशुद्ध गैसों को प्रधान नल से लोहे के नलों की पंक्तियों छ में ले जाते हैं जो बहुत बड़े सैकड़ों फ़ीट लम्बे होते हैं। इन नलों को 'शीतक' कहते हैं। यहां गैसें और भी शीतल हो जाती हैं और इन का अलकतरा अधिक मात्रा में द्रवीभूत हो अलकतरे के कूप च में इकट्ठा होता है। यह द्रवीभूत द्रव दो तहों में पृथक् पृथक् हो जाता है। नीचली तह अलकतरे की होती है और ऊपरी तह अमोनिया और अमोनिया लवण के जलीय विलयन की होती है। चूषक पम्प द्वारा

प्रधान नल से गैसें खींच ली जाती है ताकि रिटार्ट की गैसों का दबाव कम हो जाय।

मार्जक। ऊपरोक्त रीति से इन गैसों का प्रायः सारा अलकतरा निकल जाता है किन्तु इन में कुछ गन्धक के यौगिक, कुछ कार्बन डाइ-आक्साइड, कुछ अमोनिया और सम्भवतः कुछ अलकतरा भी रह जाते हैं। इसे कोक वा कंकड़ से भरे मीनार त में ले जाते हैं। इन मीनारों को 'मार्जक' कहते हैं। इस मीनार के दो भाग होते हैं। एक भाग से गैस नीचे की ओर जाती है और दूसरे भाग से ऊपर की ओर। इन कोक वा कंकड़ों पर जल टपकता है। यह जल अमोनिया के यौगिकों को पूर्ण रूप से घुला लेता है। कुछ हाइड्रोजन सल्फ़ाइड और कुछ कार्बन डाइ-आक्साइड भी इस रीति से निकल जाते हैं किन्तु गैसों का सारा गन्धक इस रीति से नहीं दूर होता।

संशोधक। शेष गन्धक समचतुरस्र लोहे के चहबच्चों प में जिन्हें संशोधक कहते हैं गैसों को ले जाने से दूर होते हैं। इन संशोधकों में बूझा चूना और लोहे का आक्साइड रखा रहता है। इनके द्वारा सारा गन्धक दूर हो जाता है। इस प्रकार से शोधित गैस एक बृहत् गैस-मापक के बीच से होती हुई गैस की टंकी म में जल के ऊपर इकट्ठी होती है और वहां से जलाने वालों के पास जाती है।

एक टन (२७·२ मन) कोयले से प्रायः १०,००० घन फ़ीट कोयले की गैस प्राप्त होती है। इस गैस का संगठन भिन्न भिन्न होता है किन्तु इस में साधारणतः निम्न मात्रा में गैसें रहती हैं:—

हाइड्रोजन	५०	भाग	प्रतिशत
मिथेन	३५	,,	,,
कार्बन मनाक्साइड	८	,,	,,
एथीलीन इत्यादि	५	,,	,,
नाइट्रोजन और आक्सिजन	२	,,	,,

इन गैसों में प्रतिशत प्रायः ९५ भाग ऐसे हैं जिन में प्रकाश उत्पन्न करने की क्षमता नहीं होती। प्रकाश उत्पन्न करने की क्षमता प्रधानतः प्रतिशत ५

भाग एथीलीन इत्यादि गैसों में ही होती है ।

काठ का विच्छेदक स्रवण । काठों के विच्छेदक स्रवण से भी ज्वलनशील गैसें, जलीय विलयन, काठ के अलकतरे प्राप्त होते हैं। काठ की गैसें भी प्रकाश उत्पन्न करने के लिये जर्मनी और स्विट्ज़रलैण्ड में प्रयुक्त होती हैं। भिन्न भिन्न काठ की गैसों के संगठन में बहुत पार्थक्य होता है। इनमें गन्धक के यौगिक नहीं होते किन्तु पर्याप्त कार्बन डाइ-आक्साइड रहता है। इसके जलीय विलयन में बहुत अल्प मात्रा में अमोनिया रहता है किन्तु कार्बन के यौगिक, काठ के स्पिरिट (मेथील अलकोहल) ऐसीटोन और ऐसिटिक अम्ल (सिरकाम्ल) पर्याप्त मात्रा में रहते हैं और ये यौगिक वस्तुतः इसी जलीय विलयन से व्यापार के लिये प्राप्त होते हैं।

काठ का अलकतरा । काठ के अलकतरे में भी अनेक कार्बन के यौगिक रहते हैं। इन में क्रियोसोट मुख्य है। यह उपयोगी काठों को घुन और दीमकों से सुरक्षित रखने के लिये प्रयुक्त होता है।

खनिज तैल । ऊपर कहा गया है कि पेट्रोलियम वा खनिज तैल हाइड्रो-कार्बन का मिश्रण है। पेट्रोलियम के आंशिक स्रवण के द्वारा भिन्न भिन्न तापक्रम पर उबलने वाले उसके कई अंश प्राप्त होते हैं। इन में पेट्रोलियम ईथर (क्वथनांक ४०°–७०° श) गैसोलीन और पेट्रोल (क्वथनाङ्क ६०°–१२०° श) वेनज़ाइन वा बेनज़ीलीन (क्वथनाङ्क १२०°–१५०° श), किरोसीन (क्वथनाङ्क १५०°–३००° श),३००° श से ऊपर स्रवित होने वाले द्रव भाग जिसे चिकनाने वाला तैल कहते हैं और घन भाग जिसे पाराफीन मोम कहते हैं मुख्य हैं। वेसलिन भी इस का एक विशेष भाग है जो पेट्रोलियम को निम्न तापक्रम पर शून्य में स्रवित करने से प्राप्त होता है।

ऊपरोक्त भागों को व्यवहार में लाने के पहले शुद्ध कर लेते हैं। साधारणतः पहले गन्धकाम्ल के साथ और पीछे तनु दाहक सोडा के साथ हिलाने डुलाने से इन का रंग दूर हो जाता और य प्रायः वर्णरहित रूप में प्राप्त होते हैं। ऊपरोक्त पदार्थ भिन्न भिन्न कामों के लिये विशेषतः जलाने में व्यवहृत होते हैं।

अभ्यासार्थ प्रश्न ।

१. कार्बन के रूपान्तर कौन कौन हैं ? वे कैसे प्राप्त होते हैं और उनके गुणों में क्या भेद है ?

२. यह कैसे प्रमाणित करोगे कि हीरा, ग्रेफ़ाइट और कोयला एक ही तत्त्व कार्बन के रूपान्तर हैं ?

३. कृत्रिम हीरा बनाने की सब से पहले किसने चेष्टा की और उस में उन्हें कहां तक सफलता मिली ? इसका वर्णन करो ।

४. जान्तव और काष्ठ कोयले कैसे तैयार होते हैं ? इनके मुख्य मुख्य गुण क्या हैं ?

५. हाइड्रो-कार्बन किस कहते हैं ? कैसे प्रमाणित करोगे कि इन में कार्बन और हाइड्रोजन के अतिरिक्त और कोई तत्त्व नहीं है ?

६. पंक गैस प्रकृति में कहां कहां पाई जाती है ? यह कैसे तैयार होती है ? कैसे प्रमाणित करोगे कि इस का सूत्र CH_4 है ?

७. एथीलीन कैसे तैयार होता है ? इसके क्या क्या गुण हैं ?

८. (क) अतृप्त यौगिक, (ख) सन्तृप्त यौगिक, (ग) संयोजन यौगिक और (घ) स्थानापत्ति यौगिक किसे कहते हैं ? उदाहरण के साथ समझाओ ।

९. शुद्ध एसिटिलीन कैसे प्राप्त हो सकता है ? इसके क्या क्या गुण हैं और यह किस काम में आता है ?

१०. वायुशून्य पात्र में कोयले को गरम करने से कौन कौन क्रिया-फल प्राप्त होते हैं और वे किस किस काम में आते हैं ।

११. यदि प्रमाण तापक्रम और प्रमाण दबाव पर १० घ. सम. मिथेन को ४० घ. सम. आक्सिजन के साथ विस्फुटित किया जाय तब बची हुई गैस को दाहक पोटाश के संसर्ग में लाने से कितने आयतन की कमी होगी ?

१२. पेट्रोलियम क्या है ? यह कहां से प्राप्त होता है ? इस के मुख्य कौन कौन भाग हैं और वे किस काम में आते हैं ?

१३. विश्लेषण से एक यौगिक में कार्बन का ८५·७ भाग और हाइड्रोजन का १४·३ भाग प्रतिशत प्राप्त होता है । इस यौगिक का प्रयोगसिद्ध सूत्र क्या होगा ?

१४. प्रमाण तापक्रम और प्रमाण दबाव पर १५ घ. सम. एथीलीन को ६० घ. सम. आक्सिजन के साथ विस्फुटित कर बची हुई गैस को दाहक पोटाश के संसर्ग में ले जाते हैं । किस गैस का कितना आयतन शेष रह जाता है ?

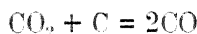
१५. कोयले की गैस का निर्माण कैसे होता है ? यह गैस कैसे शुद्ध की जाती है और इसके निर्माण में कौन कौन उपफल प्राप्त होते हैं ?

परिच्छेद २३

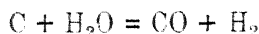
कार्बन के आक्साइड।

कार्बन के दो आक्साइड होते हैं। एक को कार्बन मनाक्साइड CO और दूसरे को कार्बन डाइ-आक्साइड वा कार्बनिक अम्ल गैस CO_2 कहते हैं।

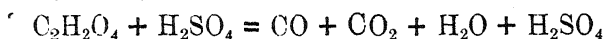
तैयार करना। १. कार्बन डाइ-आक्साइड को रक्ततप्त कोयले पर ले जाने से कार्बन मनाक्साइड प्राप्त होता है।

$$CO_2 + C = 2CO$$

यदि किसी लोहे की नली में कोयले को रक्ततप्त करके उस पर वायु वा आक्सिजन का मन्द मन्द प्रवाह ले जाय तब भी यह फल प्राप्त होता है। वायु वा आक्सिजन की क्रिया से कोयले पर पहले कार्बन डाइ-आक्साइड बनता है और यह कार्बन डाइ-आक्साइड रक्त-तप्त कोयले के संसर्ग से फिर कार्बन मनाक्साइड में परिणत हो जाता है। यह कार्बन मनाक्साइड जल पर इकट्ठा किया जा सकता है वा सीधे जलाया जा सकता है। जलाने पर नीली ज्वाला के साथ यह जलता है।

२. रक्त तप्त कोक पर जब जलवाष्प ले जाया जाता है तब कार्बन मनाक्साइड और हाइड्रोजन का मिश्रण प्राप्त होता है। इस मिश्रण को 'जल गैस' कहते हैं। यह जलगैस अनेक कारखानों में ईंधन का काम देती है और ताप उत्पन्न करने के लिये व्यवहृत होती है।

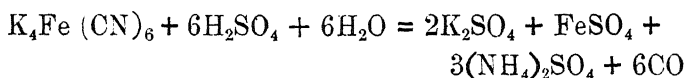
$$C + H_2O = CO + H_2$$

३. आक्ज़लिक अम्ल को समाहृत गन्धकाम्ल के साथ गरम करने से कार्बन मनाक्साइड और कार्बन डाइ-आक्साइड बराबर बराबर मात्रा में प्राप्त होते हैं। एक फ्लास्क में १५ ग्राम आक्ज़लिक अम्ल को रखो। फ़्लास्क में थिसिल कीप और निकास नली लगा दो। आक्ज़लिक अम्ल को गाढ़े गन्धकाम्ल से ढक दो। फ्लास्क को अब धीरे धीरे तब तक गरम करो जब तक

उस से बुलबुले न निकलें । अब ताप को इस प्रकार परिमित रखो कि गैस तीव्रता से न निकले । निकली हुई गैस को सोडियम हाइड्राक्साइड के विलयन के धावक बोतल के द्वारा ले जाने से इसका कार्बन डाइ-आक्साइड शोषित हो दूर हो जाता और इस प्रकार शुद्ध कार्बन मनाक्साइड जल पर इकट्ठा किया जा सकता है । यहां गन्धकाम्ल की क्रिया केवल निरुद्करण की है । आक्ज़लिक अम्ल से जल निकाल लेने पर केवल कार्बन मनाक्साइड और कार्बन डाइ-आक्साइड रह जाता है ।

$$C_2H_2O_4 + H_2SO_4 = CO + CO_2 + H_2O + H_2SO_4$$

४. कार्बन मनाक्साइड अधिक सुविधा से रसायनशाला में फौरमिक अम्ल वा सोडियम फौरमेट पर गन्धकाम्ल की क्रिया से प्राप्त होता है । यहां गन्धकाम्ल के द्वारा जल खींच लिये जाने पर केवल कार्बन मनाक्साइड रह जाता है ।

$$HCOONa + H_2SO_4 = NaHSO_4 + H_2O + CO$$

५. एक और सरल रीति से शुद्ध कार्बन मनाक्साइड प्राप्त हो सकता है । मणिभीय पोटासियम फेरोसायनाइड के एक भाग को १० भाग समाहृत गन्धकाम्ल के साथ एक बड़े फ्लास्क में गरम करने से यह प्राप्त होता है ।

$$K_4Fe(CN)_6 + 6H_2SO_4 + 6H_2O = 2K_2SO_4 + FeSO_4 + 3(NH_4)_2SO_4 + 6CO$$

इस क्रिया में ६ अणु जल की आवश्यकता होती है । यह जल कुछ तो मणिभीय पोटासियम फेरोसायनाइड से (जिस में मणिभीकरण के जल के ३ अणु विद्यमान हैं) और कुछ गन्धकाम्ल से प्राप्त होता है ।

गुण । कार्बन मनाक्साइड वर्णरहित और स्वादरहित गैस है । यह जल में बहुत कम घुलता है । जल का १०० आयतन साधारण तापक्रम पर इस गैस के ३ आयतन से कम ही घुलाता है । यह गैस कठिनता से द्रवीभूत होती है । द्रव कार्बन मनाक्साइड -१९०° श पर खौलता है ।

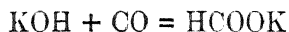
यह गैस वायु में हलकी नीली ज्वाला के साथ जलती है । इस का आधा

आयतन आक्सिजन के साथ मिलाकर आग लगाने से इस में तीव्र विस्फोटन होता है। इस गैस और आक्सिजन को गैस-मापक में रखकर विद्युत्-स्फुलिंग से रासायनिक संयोग हो कर कार्बन डाइ-आक्साइड बनता है।

फ़ास्फ़रस पेन्टाक्साइड के संसर्ग में अधिक समय तक रखने से यह पूर्ण रूप से सूख जाता है। ऐसी सूखी गैसों के बीच विद्युत् स्फुलिंग के द्वारा कोई क्रिया नहीं होती।

कार्बन मनाक्साइड उच्च तापक्रम पर एक प्रबल लघ्वीकारक होता है क्योंकि यह आक्सिजन के साथ मिलकर शीघ्रता से कार्बन डाइ-आक्साइड में परिणत हो जाता है। इस कारण अनेक धातुओं के आक्साइडों से धातु प्राप्त करने के लिये धातुशोधन में काम आता है।

यह गन्धक के वाष्प के साथ सीधे संयुक्त हो कार्बोनील सल्फाइड बनता है। क्लोरीन के साथ भी संयुक्त हो यह कार्बोनील क्लोराइड $COCl_2$ बनता है। १००° श पर घन पोटासियम हाइड्राक्साइड इसे धीरे धीरे शोषित कर पोटासियम फौरमेट बनता है।

$$KOH + CO = HCOOK$$

पोटासियम फौरमेट

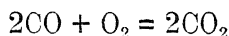
कार्बन मनाक्साइड अनेक धातुओं के साथ सीधे संयुक्त हो एक प्रकार का यौगिक बनता है जिसे धातु के कार्बोनील कहते हैं। बहुत बारीक निकेल के साथ संयुक्त हो यह निकेल कार्बोनील $[Ni(CO)_4]$ बनता है। लोहे के साथ यह लोहे का कार्बोनील, $Fe(CO)_5$ बनता है। ये दोनों यौगिक द्रव हैं।

साधारण तापक्रम पर क्यूप्रस क्लोराइड का अमोनिया वा हाइड्रोक्लोरिक अम्लीय विलयन कार्बन मनाक्साइड को शोषित कर $COCu_2Cl_2$ यौगिक बनता है। गैसों के मिश्रण से कार्बन मनाक्साइड को दूर करने के लिये यह क्रिया गैस के विश्लेषण में प्रयुक्त होती है।

कार्बन मनाक्साइड एक बहुत प्रबल विषैली गैस है। वायु में भी इसकी बहुत थोड़ी मात्रा रहने से भी शीघ्रही सिर में दर्द होता और चक्कर आने

लगता है। देर तक सूंघने से ज्ञान-शून्यता और शीघ्रही मृत्यु हो जाती है। बन्द कमरों में अंगेठी जलाकर कभी भी नहीं सोना चाहिये। इस कार्बन मनाक्साइड के विष से बन्द कमरों में बहुत से लोगों की मृत्यु हो जाती है।

संगठन। कार्बन मनाक्साइड के ज्ञात आयतन को आक्सिजन के साथ मिलाकर गैस-मापक में विस्फुटित करने से इसके संगठन का ज्ञान हो जाता है। कार्बन मनाक्साइड के ५० आयतन को आक्सिजन के ५० आयतन के साथ मिलाकर विस्फुटित करने से मिश्रण का १०० आयतन ७५ हो जाता है। दाहक पोटाश के द्वारा कार्बन डाइ-आक्साइड के शोषित हो जाने पर यह ७५ आयतन २५ हो जाता है। परीक्षण से मालूम होता है कि यह बची हुई गैस आक्सिजन की है। अतः ५० आयतन कार्बन मनाक्साइड २५ आयतन आक्सिजन के साथ मिलकर ५० आयतन कार्बन डाइ-आक्साइड बनता है। यदि कार्बन डाइ-आक्साइड का सूत्र CO_2 मान लें तो ऊपरोक्त अंक CO सूत्र के अनुकूल होंगे।

$$2CO + O_2 = 2CO_2$$

इस गैस का आपेक्षिक घनत्व १४ है अतः इस का अणुभार २८ हुआ। चूंकि कार्बन वा परमाणुभार १२ और आक्सिजन का १६ है अतः इस का सूत्र CO इसके आपेक्षिक घनत्व से भी ठीक मालूम होता है।

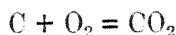
कार्बन डाइ-आक्साइड वा कार्बनिक अम्ल गैस।

CO_2

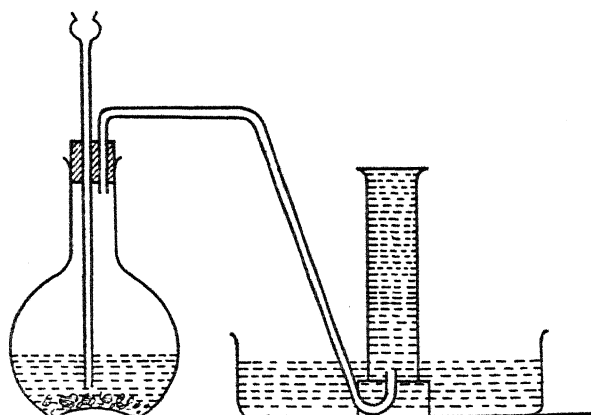
इतिहास। डच रसायनज्ञ वान हेल्मों ने १७वीं सदी में इस गैस को वायु से भिन्न समझा और देखा कि जलने और सड़ने से यह गैस बनती है। उन्होंने इसका नाम गैस सिलवेस्टर रखा। ब्लैक ने १७५५ ई० में इस गैस पर खोजकर इसे चूना-पत्थर, और मन्द सोडा में पाया और इस का नाम 'बद्ध वायु' रखा क्योंकि यह चूना पत्थर इत्यादि में बन्धा हुआ पाया गया। लवासिये ने सब से पहले प्रमाणित किया कि यह कार्बन का आक्साइड है।

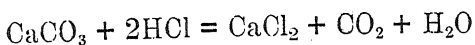
उपस्थिति। वायुमंडल का यह गैस एक आवश्यकीय अवयव है यद्यपि इसकी मात्रा अधिक नहीं है। वायु के प्रत्येक १०,००० आयतन में इस गैस का प्रायः ३ ही आयतन पाया जाता है। अनेक स्रोतों के जलों में भी यह घुला हुआ मिलता है। ज्वालामुखी स्थानों में भूरन्ध्रों से यह गैस निकलती है। कार्बनिक पदार्थों के जलने और सड़ने से यह गैस बनती है। सांस लेने से यह शरीर के बाहर निकलती है। चूने के भट्ठों में चूना पत्थर के विच्छेदन से यह गैस अधिक मात्रा में निकलती है। कोयले की खानों में जब विस्फोटन होता है तब अधिक परिमाण में यह गैस बनती है।

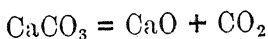
तैयार करना। १. कार्बन को पर्याप्त वायु वा आक्सिजन में जलाने से यह गैस प्राप्त होती है। यदि वायु वा आक्सिजन की मात्रा अपर्याप्त है

$$C + O_2 = CO_2$$

तो कार्बन मनाक्साइड भी बनता है।

२. सुविधा से यह चूना पत्थर वा खड़िया पर हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की क्रिया से तैयार होता है। यहां गरम करने की आवश्यकता नहीं होती

चित्र ६२

वुल्फ बोतल में खड़िया रखकर उसे जल से ढंक कर थिसिल कीप के द्वारा हाइड्रोक्लोरिक अम्ल डालने से कार्बन डाइ-आक्साइड निकलता है। यह जल में कुछ कुछ घुलता है अतः जल के ऊपर वा उर्ध्व स्थानापत्ति द्वारा इकट्ठा किया जा सकता है।

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

प्रायः सब ही कार्बनेटों से कार्बन डाइ-आक्साइड इस प्रकार प्राप्त हो सकता है। कुछ कार्बनेटों को केवल गरम करने से भी कार्बन डाइ-आक्साइड निकलता है। चूना-पत्थर से इस प्रकार कार्बन डाइ-आक्साइड सरलता से निकलता है।

$$CaCO_3 = CaO + CO_2$$

कार्बन के यौगिकों को कापर आक्साइड के साथ रक्त-तप्त करने से उनका सारा कार्बन कार्बन डाइ-आक्साइड में परिणत हो जाता है। इस रीति से कार्बन के यौगिकों में कार्बन की मात्रा का निर्धारण करते हैं।

गुण। कार्बन डाइ-आक्साइड वर्णरहित गैस है। इस में कुछ कुछ गन्ध और आम्लिक स्वाद होता है। यह वायु से डेढ़ गुना भारी होता है। अतः सरलता से उर्ध्वस्थानापत्ति से इकट्ठा किया जा सकता है। भारी होने के कारण जल के सदृश एक पात्र से दूसरे पात्र में ढाला जा सकता है।

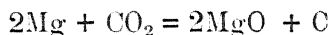
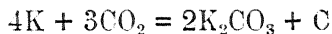
यह जल में विलेय होता है। १५° श पर जल अपने बराबर आयतन के गैस को घुलाता है किन्तु 0° श पर जल का १०० आयतन गैस के १८० आयतन को घुलाता है। दबाव के बढ़ने से गैस की विलेयता बढ़ जाती है। दो वायु मण्डल के दबाव पर इस की मात्रा दुगुनी हो जाती है और ४ वायु मण्डल के दबाव पर चौगुनी। अधिक दबाव में ही यह गैस खारे वा मीठे पानी के बोतलों में भरी जाती है। जलीय विलयन कुछ कुछ आम्लिक होता है। नीले लिटमस को कुछ कुछ लाल कर देता है। क्षारीय फीनोलफ्थलीन

के गुलाबी रंग को यह दूर कर देता है।

यह दहन वा श्वास क्रिया का पोषक नहीं है। जलती बत्ती इस में शीघ्रता से बुझ जाती है। किसी प्राणी को इस गैस में डालने से वह शीघ्रही मर जाता है। कार्बन मनाक्साइड के सदृश कार्बन डाइ-आक्साइड विषैला नहीं होता तो भी शरीर पर इस गैस का विषैला प्रभाव कुछ अवश्य पड़ता है क्योंकि इस से जो मृत्यु होती है वह आक्सिजन के केवल पूर्ण अभाव के कारण नहीं होती। साधारण मात्रा से कुछ अधिक कार्बन डाइ-आक्साइड वाली वायु में अधिक समय तक सांस लेने से जीवन शक्ति का कुछ ह्रास होना अवश्य देखा जाता है।

कार्बन डाइ-आक्साइड में आग बुझाने की क्षमता इतनी प्रबल है कि यदि वायु में इस गैस की मात्रा प्रतिशत २.५ भाग कर दी जाय तो आग शीघ्रही बुझ जाती है। आग बुझाने के अनेक यंत्र इसी सिद्धान्त पर बने हैं।

ऊपर कहा गया है कि कार्बन डाइ-आक्साइड दहन का पोषक नहीं किन्तु कुछ धातुएं इस गैस में जलती है। पोटासियम वा मैगनीसियम को गरम कर के इस गैस में डालने से चमक के साथ वे जलते हैं। इस प्रकार जलकर पोटासियम पोटासियम कार्बनेट और मैगनीसियम मैगनीसियम आक्साइड बनते हैं।

$$4K + 3CO_2 = 2K_2CO_3 + C$$
$$2Mg + CO_2 = 2MgO + C$$

पौधों का हरे रंग वाला भाग जिसे क्लोरोफ़ील कहते हैं सूर्य के प्रकाश में कार्बन डाइ-आक्साइड को विच्छेदित कर आक्सिजन को वायु में छोड़ देता और कार्बन को पौधों को दे देता जिसे ले कर वे वृद्धि प्राप्त करते हैं। विद्युत-स्फुलिंग की गरमी से यह कार्बन मनाक्साइड और आक्सिजन में विच्छेदित हो जाता है किन्तु यह विच्छेदन पूर्णतया नहीं होता। कुछ समय के बाद एक ओर के कार्बन मनाक्साइड और आक्सिजन और दूसरी ओर के कार्बन डाइ-आक्साइड के बीच साम्य स्थापित हो जाता है।

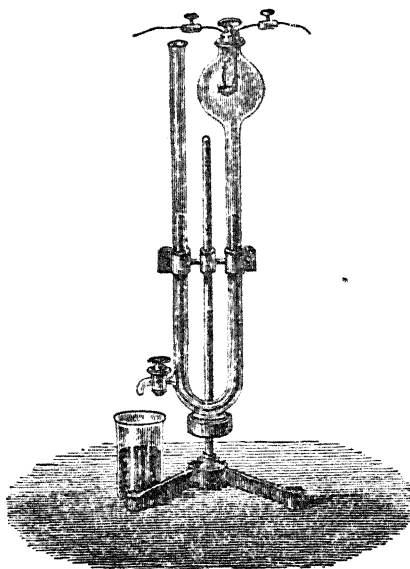
$$CO_2 \rightleftharpoons CO + O$$

जिस से फिर उन गैसों की निष्पत्ति में कोई अन्तर नहीं होता।

द्रव और घन कार्बन डाइ-आक्साइड। कार्बन डाइ-आक्साइड सरलता से द्रवीभूत हो जाता है। ०° श पर ३६ वायुमण्डल का दबाव द्रवीभूत करने के लिये पर्याप्त है। अधिक मात्रा में यह गैस द्रवीभूत कर लोहे के बेलनों में भर कर रखी जाती और बाज़ारों में बिकती है। इन बेलनों के छोटे मार्ग के खोलने से दबाव कम हो जाने से कार्बन डाइ-आक्साइड द्रव से गैस में परिणत हो कर बाहर निकलता है। द्रव कार्बन डाइ-आक्साइड वर्णरहित अत्यन्त चंचल द्रव है। यह जल में मिश्रित नहीं होता किन्तु उस पर तैरता है। यह –८०° श पर खौलता है। इस का चरम तापक्रम ३१·४° श है। जब द्रव कार्बन डाइ-आक्साइड गैसीय अवस्था में परिणत होता है तब इस क्रिया में अत्यधिक ताप की आवश्यकता होती है। यह ताप द्रव कार्बन डाइ-आक्साइड से इतना अधिक निकल जाता है कि द्रव का कुछ अंश घन हो जाता है। घन कार्बन डाइ-आक्साइड कोमल, सफ़ेद, बरफ़ सा पदार्थ है। इसे वायु में खुला रखने से यह बिना पिघले हो गैस में परिणत हो जाता है। घन कार्बन डाइ-आक्साइड ईथर में विलेय होता है। यह ईथरीय विलयन अनेक गैसों को द्रवीभूत करने के लिये काम में लाया जाता है।

कार्बन डाइ-आक्साइड का संगठन। जब कार्बन आक्सिजन में जलता है तब आक्सिजन को कार्बन डाइ-आक्साइड में परिणत होने से इसके आयतन में कोई अन्तर नहीं होता। कार्बन डाइ-आक्साइड का वही आयतन बनता है जो आयतन इसके बनने में आक्सिजन का लगता है। चित्र में दिये हुये उपकरण से यह बात प्रमाणित होती है। यू-नली की एक भुजा में बल्ब होता है। यह बल्ब आक्सिजन से भर दिया जाता है। इस बल्ब में जो डाट होती है उस में अस्थि-भस्म की एक मूषा बनी होती है। इस मूषा में लकड़ी के कोयले का एक टुकड़ा रखकर बल्ब में रख देते हैं। प्लाटिनम के

चित्र ६३

एक पतले तार द्वारा विद्युत प्रवाहित कर कोयले को गरम करते हैं। कार्बन के जलने से जो ताप उत्पन्न होता है उस से कुछ देर के लिये गैस का आयतन बढ़ जाता है। किन्तु जलना समाप्त हो जाने पर उपकरण के शीतल होने पर पारद के उत्सेद में कोई अन्तर नहीं देख पड़ता। इससे सिद्ध होता है कि कार्बन डाइ-आक्साइड में उसका अपने आयतन के बराबर आक्सिजन विद्यमान है। एक लिटर कार्बन डाइ-आक्साइड की तौल २२ ग्राम होती है। एक लिटर आक्सिजन की तौल १६ ग्राम होती है। २२ से १६ निकाल लेने पर ६ बच जाता है अतः तौल में ६ भाग कार्बन १६ भाग आक्सिजन के साथ मिलकर २२ भाग कार्बन डाइ-आक्साइड बनता है वा १२ भाग कार्बन ३२ भाग आक्सिजन के साथ मिलकर ४४ भाग कार्बन डाइ-आक्साइड बनता है। अतः इस का सूत्र CO_2 हुआ।

यह सूत्र इस के आपेक्षिक घनत्व से भी ठीक मालूम होता है क्योंकि इस का आपेक्षिक घनत्व २२ है। अतः इस का अणुभार ४४ हुआ। चूंकि कार्बन का परमाणुभार १२ और आक्सिजन का १६ है अतः इस का सूत्र CO_2 हुआ।

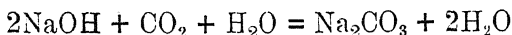
डूमा और स्टास ने सब से पहले शुद्ध कार्बन-हीरे की ज्ञात तौल को जलाने पर जो कार्बन डाइ-आक्साइड बना था उसे तौलकर उनकी तौल का ठीक ठीक सम्बन्ध निश्चय किया था। यह वही विधि है जो आज भी कार्बन

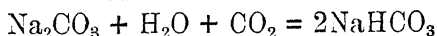
के यौगिकों में कार्बन की मात्रा जानने के लिये प्रयुक्त होती है ।

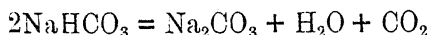
कार्बनेट । कार्बन डाइ-आक्साइड जल में घुलकर कार्बनिक अम्ल बनता है । यह कार्बनिक अम्ल बहुत दुर्बल अम्ल है अतः इस की आम्लिक क्रिया बहुत दुर्बल होती है । कार्बनिक अम्ल के बनने के कारण ही कार्बन डाइ-आक्साइड को कार्बनिक अम्ल गैस वा कार्बनिक निरुदक भी कहते हैं । कार्बनिक अम्ल H_2CO_3 अभी तक शुद्धावस्था में प्राप्त नहीं हुआ है ।

कार्बनिक अम्ल द्विभास्मिक अम्ल है क्योंकि इस के दोनों हाइड्रोजन परमाणु एक एक करके धातुओं से स्थानापन्न हो सकते हैं । इस प्रकार यह दो वर्ग का लवण बनता है । जब इस का केवल आधा हाइड्रोजन धातु से स्थानापन्न हो जाता तब ऐसे लवणों को आम्लिक लवण वा बाइ-कार्बनेट कहते हैं जैसे सोडियम बाइ-कार्बनेट $NaHCO_3$ वा पोटासियम बाइ-कार्बनेट $KHCO_3$ । जब इस अम्ल के सारे हाइड्रोजन धातुओं से स्थानापन्न हो जाते हैं तब सामान्य लवण वा सामान्य कार्बनेट बनता है जैसे सामान्य सोडियम कार्बनेट Na_2CO_3 और सामान्य पोटासियम कार्बनेट K_2CO_3 ।

सोडियम और पोटासियम के लवण उन के क्षार के विलयन में कार्बन डाइ-आक्साइड के ले जाने से बनते हैं ।

$$2NaOH + CO_2 + H_2O = Na_2CO_3 + 2H_2O$$

सोडा मणिभ को कार्बन डाइ-आक्साइड के आवरण में धीरे धीरे गरम करने से सोडियम बाइ-कार्बनेट प्राप्त होता है ।

$$Na_2CO_3 + H_2O + CO_2 = 2NaHCO_3$$

बाइ-कार्बनेट को गरम करने से यह शीघ्रही सामान्य कार्बनेट, जल और कार्बन डाइ-आक्साइड में परिणत हो जाता है ।

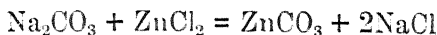
$$2NaHCO_3 = Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$$

क्षारीय धातुओं के कार्बनेट जल में विलेय होते हैं । अन्य धातुओं के सामान्य कार्बनेट जल में घुलते नहीं किन्तु उन के कुछ बाइ-कार्बनेट विलेय होते हैं । कालसियम कार्बनेट $CaCO_3$ जल में घुलता नहीं किन्तु कालसियम

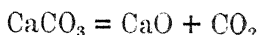
बाइ-कार्बनेट $Ca(HCO_3)_2$ घुल जाता है।

धातुओं के विलेय कार्बनेट (१) सोडियम कार्बनेट के विलयन में उस धातु के किसी विलेय लवण के विलयन के डालने से अवक्षिप्त हो जाते हैं वा (२) उस धातु के क्षार में कार्बन डाइ-आक्साइड के द्वारा अवक्षिप्त हो जाते हैं।

$$Na_2CO_3 + ZnCl_2 = ZnCO_3 + 2NaCl$$

अविलेय

वा $$Ba(OH)_2 + CO_2 = BaCO_3 + H_2O$$

क्षारीय धातुओं के सामान्य कार्बनेटों को छोड़कर अन्य धातुओं के सामान्य कार्बनेटों को गरम करने से कार्बन डाइ-आक्साइड निकल जाता और उन धातुओं का आक्साइड रह जाता है।

$$CaCO_3 = CaO + CO_2$$

कार्बनेटों की जांच। घन कार्बनेट वा इसके जलीय विलयन में तनु गन्धकाम्ल वा हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के डालने से कार्बन डाइ-आक्साइड के बुलबुले निकलते हैं और इसे चूने के जल में ले जाने से अविलेय कालसियम कार्बनेट के बनने से चूने का जल दुधिया हो जाता है। यह परीक्षा सब कार्बनेटों और बाइ-कार्बनेटों पर प्रयुक्त हो सकती है। जब कार्बनेट और बाइ-कार्बनेटों में विभेद करना होता है तो निम्न रीति का अनुसरण करते हैं।

(१) विलयन में मैगनीसियम सल्फ़ेट के डालने से कार्बनेट से शीघ्रही अवक्षेप आ जाता किन्तु बाइ-कार्बनेटों से खौलने पर ही अवक्षेप आता है।

(२) विलयन के उबालने से बाइ-कार्बनेटों से कार्बन डाइ-आक्साइड निकलता है किन्तु कार्बनेटों से ऐसा नहीं होता।

गैसीय ईंधन

कार्बन और कार्बनिक पदार्थों से गैसीय ईंधन तैयार होता है जो प्रकाश, ताप और बल उत्पादन के लिये व्यवहृत होता है। यह व्यवसाय बहुत महत्व का है और अनेक अन्य व्यवसायों से इस का घना सम्बन्ध है। कोयले के

विच्छेदक स्रवण से कोयले की गैस के निर्माण का उल्लेख हो चुका है। भारत में जहां लकड़ी सस्ती है वहीं लकड़ी का विच्छेदक स्रवण भी हो सकता है। यहां गैस ईंधन के लिये और कोयला धातु-शोधन के लिये व्यवहृत हो सकता है।

उत्पादक गैस। वायु की परिमित मात्रा को रक्त तप्त कार्बन पर ले जाने से प्रधानतः कार्बन मनाक्साइड और हाइड्रोजन का मिश्रण प्राप्त होता है। इस मिश्रण को उत्पादक गैस कहते हैं।

जल गैस। रक्त तप्त कार्बन पर जलवाष्प ले जाने से कार्बन जल के आक्सिजन के साथ मिलकर कार्बन मनाक्साइड बनता है और इस प्रकार कार्बन मनाक्साइड और हाइड्रोजन का मिश्रण प्राप्त होता है जिसे 'जल गैस' कहते हैं।

अर्ध जल वा मौण्ड गैस। यह रक्त तप्त कोक पर जलवाष्प और वायु को साथ साथ किसी विशेष निष्पत्ति में ले जाने से प्राप्त होती है। यह नाइट्रोजन, हाइड्रोजन, कार्बन मनाक्साइड और कार्बन डाइ-आक्साइड का मिश्रण है। यह अधिकांश इंजन और भट्ठियों में काम आती है।

तैल गैस। यह उच्च क्वथनाङ्क वाले किरासन तेल को रक्त तप्त लोहे के रिटार्ट में टपकाने से बनती है। किरोसिन तेल के उच्च अणुभार वाले हाइड्रो-कार्बन विच्छेदित हो कोयले की गैस सदृश गैसों में परिणत हो जाता है। इस में अतृप्त हाइड्रोकार्बनों की मात्रा अधिक रहती है। गैसों को शीतल करने पर अविकृत तेल और अलकतरा द्रवीभूत हो जाता है। जल से धोकर यह गैस की टंकियों में संचित की जाती है। अनेक रसायनशालाओं में इसी प्रकार की तेल की गैस व्यवहृत होती है।

पेट्रोल गैस। पेट्रोल में पर्याप्त वायु के फूंकने से पेट्रोल का वाष्प बन जाता है। इस प्रकार पेट्रोल और वायु का मिश्रण प्राप्त होता है जो ज्वालकों में जलाने के लिये व्यवहृत हो सकता है।

अभ्यासार्थ प्रश्न ।

१. शुद्ध कार्बन मनाक्साइड कैसे प्राप्त करोगे ? आक्ज़लिक अम्ल से कार्बन मनाक्साइड कैसे प्राप्त होता है ?

२. पोटासियम फेरोसायनाइड पर गन्धकाम्ल की क्या क्रिया होती है ? उसे समीकरण के द्वारा प्रगट करो ।

३. कार्बन मनाक्साइड को कार्बन डाइ-आक्साइड में और कार्बन डाइ-आक्साइड को कार्बन मनाक्साइड में कैसे परिणत करोगे ?

४. कैसे प्रमाणित करोगे कि कार्बन मनाक्साइड का सूत्र CO है ?

५. कार्बन डाइ-आक्साइड कैसे तैयार होता है ? कैसे प्रमाणित करोगे कि इस का सूत्र CO_2 है ।

६. कार्बन मनाक्साइड और कार्बन डाइ-आक्साइड में तथा कार्बन मनाक्साइड और कार्बन मनाक्साइड, कार्बन डाइ-आक्साइड के मिश्रण में कैसे विभेद करोगे ?

७. कार्बनेट कैसे बनते हैं ? सामान्य कार्बनेट और आम्लिक कार्बनेटों में कैसे विभेद करोगे ?

८. 'उत्पादक गैस', 'जल गैस' और 'अर्धजल गैस' क्या हैं ? इनका निर्माण कैसे होता है ? कैसे प्रमाणित करोगे कि इनमें हाइड्रोजन, कार्बन मनाक्साइड और कार्बन डाइ-आक्साइड विद्यमान हैं ?

परिच्छेद २४

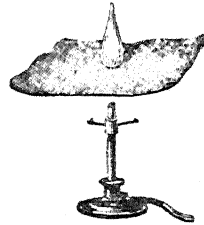
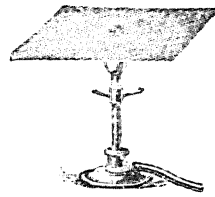
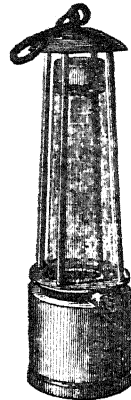
ज्वाला और दहन

ज्वाला। जब कोई पदार्थ तप्त किया जाता है तब पर्याप्त तप्त हो जाने पर उस से प्रकाश निकलता है। ऐसे पदार्थों को जिन से तप्त करने पर प्रकाश निकलता है "**तापोज्ज्वल**" कहते हैं। पदार्थों की इस तापोज्ज्वल अवस्था को "**तापोज्ज्वलता**" कहते हैं। यह तापोज्ज्वलता या तो बाहर से ताप देने से वा रासायनिक क्रिया के ताप से पदार्थों में उत्पन्न हो सकती है। घन, द्रव और गैसीय सभी पदार्थ तापोज्ज्वल हो सकते हैं। जब गैस वा वाष्प को ऐसे आवरण मे रखते हैं जिस में रासायनिक क्रिया हो सकती है और उस क्रिया से इतना ताप उत्पन्न होता है कि उस से वह तापोज्ज्वल हो जाता तब ज्वाला उत्पन्न होती है। कोयले वा तैल की गैसें वायु में जलकर इसी प्रकार ज्वाला उत्पन्न करती हैं। जब हम कहते हैं कि कोयले की गैस वायु में जलती है तब इसका आशय यही है कि एक बार कोयले की गैस के जलने पर वह बराबर तब तक जलती रहती है जब तक उन दोनों में से कोई एक समाप्त नहीं हो जाती। ज्वाला वस्तुतः वह स्थान है जहां कोयले की गैस के कार्बन और वायु के आक्सिजन के बीच रासायनिक क्रिया होती है। काठ के जलने से जो ज्वाला उत्पन्न होती है उस में काठ के कार्बन और वायु के आक्सिजन के बीच रासायनिक क्रिया होती है।

कुछ गैसों को मिलाकर जलाने से ये मिश्रण शीघ्रता से जलते हैं और इस प्रकार कम वा अधिक तीव्र विस्फोटन होता है किन्तु नियमित रूप से अलग अलग ले आकर जलाने से वे कम वा अधिक शान्ति से जलते हैं। ज्वाला उत्पन्न करने के पहले उन जलते हुये पदार्थों का तापक्रम किसी विशेष सीमा पर पहुंच जाना चाहिये अन्यथा वे जलते नहीं और न ज्वाला ही उत्पन्न करते हैं। उस तापक्रम को "ज्वलनाङ्क" कहते हैं। भिन्न भिन्न पदार्थों

चित्र ६४

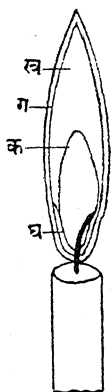
के ज्वलनांक भिन्न भिन्न होते हैं। अपने ज्वलनांक के निम्न तापक्रम पर कोई पदार्थ नहीं जलता। यहां तक कि जब इस की ज्वाला का तापक्रम किसी प्रकार ज्वलनांक से नीचे कर दिया जाता है तब जलता पदार्थ भी बुझ जाता है।

बुंसेन ज्वालक के ऊपर तार जाली रखकर तार-जाली के ऊपर गैस जलाने से गैस जलती है। देखते हैं कि गैस की ज्वाला तार-जाली के नीचे की गैस को जलाती नहीं। इसका कारण यह है कि तार-जाली की (चित्र ६४) धातु ताप का सुचालक होने के कारण ज्वाला के ताप को शीघ्रही चारों ओर फैलाकर विसर्जन के द्वारा नष्ट कर देती है। इससे ताप इतना कम हो जाता है कि तार जाली का तापक्रम गैस के ज्वलनांक तक नहीं पहुंच पाता। अतः तार-जाली के नीचे की गैस इतनी तप्त नहीं होती कि वह जल उठे इसी प्रकार तार जाली के नीचे की गैस के जलाने से उसकी ज्वाला तार-जाली के ऊपर नहीं जाती (चित्र ६५) इसी सिद्धान्त पर डेबी का 'अभयदीप' (चित्र ६६) बना है जिसमें दीप के चारों ओर जाली लगी रहती है। इस से बाहर की गैसें ज्वलनशील होने पर भी इस तार की जाली के अन्दर प्रवेश करने पर तो जल जाती हैं किन्तु बाहर जलती नहीं। अतः खानों में जहां ज्वलनशील गैसें विद्यमान रहती हैं इस दीप से आग लगने की सम्भावना नहीं रहती। इस दीप में यदि ज्वाला बहुत तप्त हो जाय और तार की जाली पर्याप्त तप्त होने से ज्वाला बाहर निकल आवे तब बाहर के आवरण में आग लगने की सम्भावना हो सकती है।

चित्र ६५

चित्र ६६

देखने में ज्वालाएं भिन्न भिन्न प्रकार की होती हैं। हाइड्रोजन प्रायः

रंगहीन ज्वाला के साथ जलता है। इसकी ज्वाला चमकीली होती है और सूर्य्य-प्रकाश में कदाचित ही देखी जा सकती है। गन्धक हलकी नीली ज्वाला के साथ जलता है। कार्बन मनाक्साइड सुन्दर नीली ज्वाला के साथ जलता है। कुछ ज्वालाओं में चमक होती है। फास्फ़रस तेज़ पीले प्रकाश के साथ आक्सिजन में जलता है। मैगनीसियम तीव्र श्वेत प्रकाश से जलता है। अधिकांश हाइड्रो-कार्बन पीले सफ़ेद प्रकाश के साथ जलते हैं।

मोमबत्ती की ज्वाला। मोमबत्ती में जलने वाला पदार्थ मोम है जो कार्बन और हाइड्रोजन का यौगिक है। मोम पिघल कर सूत की बत्ती में आता है और यह जलती सूत की बत्ती मोम को वाष्प में परिणत कर देती है। यह वाष्प आस पास की वायु के आक्सिजन से मिलकर रासायनिक रीति से संयुक्त होता है। सावधानी से परीक्षा करने से इस ज्वाला के ४ भिन्न भिन्न भाग देख पड़ते हैं। इन विभिन्न भागों को 'मण्डल' कहते हैं।

१. सब से अन्तरंग मण्डल 'क' धुंधले रंग का होता है। सूत की बत्ती के चारों ओर रहता है। यह कार्बन के यौगिकों के वाष्प का बना हुआ होता है। इस में कोई दहन नहीं होता।

२. ऊपरोक्त मण्डल के चारों ओर एक सप्रकाश मंडल 'ख' होता है। यहां ही ज्वलनशील गैसें कुछ अंश में जलती हैं अतः इसे 'आंशिक दहन का मण्डल' कहत हैं।

३. ऊपरोक्त आंशिक दहन के मण्डल के चारों ओर एक दूसरा प्रकाशहीन मण्डल 'ग' होता है। इसे 'पूर्ण दहन का मण्डल' कहते हैं। यह प्रकाशहीन होता है अतः कदाचित ही देखा जाता है। आंशिक दहन मण्डल के जो पदार्थ जलने से बच जात हैं वे यहां पूर्ण रूप से जल जाते हैं।

ख
ग
क
घ

चित्र ६७

४. इन मण्डलों के सिवा ज्वाला के नीचले भाग में कुछ कुछ नीले रंग का एक और प्रकाशहीन मण्डल 'घ' होता है। यह हाइड्रो-कार्बन के पर्याप्त वायु के साथ मिलकर जलने से बनता है।

गैस की ज्वाला। कोयले की गैस ज्वाला में भी मोमबत्ती की ज्वाला

के सदृश चार मण्डल होते हैं सिवा उस दशा में जब गैस का प्रवेशद्वार बहुत छोटा होता है। गैस का प्रवेशद्वार छोटे होने पर सप्रकाश मण्डल 'ख' बिलकुल लुप्त हो जाता है अतः इस में अब केवल तीन मण्डल ही रह जाते।

ज्वाला की दीप्ति। इन ज्वालाओं की दीप्ति के सम्बन्ध में अनेक अनुसन्धान हुये हैं और उनसे पता लगता है कि उनकी दीप्ति के तीन कारण हो सकते हैं:—

(१) घन कणों की उपस्थिति। अनेक ज्वालाओं में जिनमें घन कण नहीं होते दीप्ति नहीं होती। हाइड्रोजन और आक्सिजन की ज्वाला इस का उदाहरण है। मोमबत्ती के दीप्तमण्डल में कार्बन के घन कण सरलता से दिखलाये जा सकते हैं। काग़ज़ के टुकड़े को थोड़ी देर तक ज्वाला में आड़ा रखने से कजली का धुंधला मण्डल काग़ज़ पर पड़ जाता है। इस से दीप्ति मण्डल का चिह्न बन जाता है। ये कार्बन के कण हाइड्रो-कार्बन के विच्छेदन से प्राप्त होते हैं और श्वेत-तप्त हो जाने से दीप्ति को और बढ़ा देते हैं। अनेक प्रकाशहीन ज्वालाओं में घन के कणों के प्रवेश से ज्वाला दीप्तिपूर्ण हो जाती है। आक्सी-हाइड्रोजन ज्वाला में कोयले वा चूने की धूलों के डालने से वह सप्रकाश हो जाती है। दीप्तिपूर्ण ज्वालाओं को अधिक चमकीले प्रकाश और परदे के बीच रखने से परदों पर उन के घन कणों की छाया देख पड़ती है। दीप्तिहीन ज्वालाओं से ऐसी कोई छाया नहीं देख पड़ती।

(२) जलती गैसों का घनत्व। हाइड्रोजन को अधिक दबाव के द्वारा घन करने से इसकी ज्वाला सप्रकाश हो जाती है अतः ज्वालाओं के प्रकाश का कारण गैसों का घनत्व भी हो सकता है। कुछ सप्रकाश ज्वालाएं पाई गई हैं जिन में घन पदार्थ का होना सम्भव नहीं। फ़ास्फ़रस जब आक्सिजन में जलती है तब उससे जो पदार्थ बनते हैं वे सब ज्वाला के तापक्रम पर गैसीय होते हैं अतः इन सप्रकाश ज्वालाओं का कारण घन के कण नहीं हो सकते। फ्रैंकलैण्ड के मत के अनुसार इन ज्वालाओं के प्रकाश का कारण तप्त गैसों का घनत्व है। यह निम्न बातों से प्रमाणित होता है:—

(क) अधिक ऊंचाई पर वा कृत्रिम रीति से बनी हुई विरल वायु में बहुत कम प्रकाश के साथ मोमबत्ती जलती है।

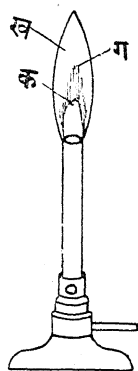
(ख) दो वायुमण्डल के दबाव पर हाइड्रोजन आक्सिजन में सप्रकाश जलता है।

(३) तापक्रम। ज्वाला की दीप्ति पर तापक्रम का भी बहुत प्रभाव पड़ता है। तापक्रम के निम्न होने से ज्वाला कम सप्रकाश और उच्च होने से ज्वाला अधिक सप्रकाश होती है। डेवी के मत के अनुसार ज्वाला की दीप्ति के कारण केवल (१) और (३) ही हैं किन्तु फ्रैंकलेण्ड के मत के अनुसार ज्वाला की दीप्ति के कारणों में दूसरा कारण भी महत्वपूर्ण है।

बुंसेन ज्वालक की ज्वाला। यहां गैसों को वायु के साथ मिलाकर जलाने से ज्वाला उत्पन्न होती है। ज्वालक के नीचले भाग में पार्श्वनलिका के द्वारा गैस प्रवेश करती है और एक छोटे द्वार से होकर निकलती है। इस गैस के द्वार के चारों ओर एक लम्बी खोखली नली लगी रहती है। इस नली के द्वारा गैस ऊपर उठती है। गैस के द्वार के थोड़ा ऊपर नली में एक छेद होता है। इस छेद में एक कालर लगा रहता है जिस में नली के बराबर ही एक छेद होता है। इस कालर के घुमाने से इच्छानुसार नली के छेद को बन्द वा खुला वा कुछ बन्द और कुछ खुला रख सकते हैं। इसे बन्द कर देने से ज्वाला सप्रकाश और मोमबत्ती की ज्वाला के सदृश होती है। यदि छेद खुला होता है तो इस के द्वारा वायु खिंच कर ऊपर जाती है और जलने में सहायता देती है। उस दशा में बिना

चित्र ६८

जली हुई गैस का अन्तरंग मण्डल प्रायः होता ही नहीं है। केवल दो आंशिक दहन के सप्रकाश मण्डल और पूर्ण दहन के प्रकाशहीन मण्डल होते हैं। पेट्रोलियम की ज्वाला ऐसी ही होती है। जो गैसें जलती हैं उनकी पारस्परिक मात्रा पर ज्वाला का तापक्रम निर्भर करता है। सप्रकाश ज्वालामें दहन का ताप अधिक क्षेत्रफल पर फैला रहता है। प्रकाशहीन ज्वाला में कम क्षेत्रफल पर। अत: प्रकाशहीन ज्वाला सप्रकाश ज्वाला से अधिक तप्त होती है।

यदि फूंकनी से ज्वाला को फूंका जाय तो ज्वाला नुकीली होती है और

इसका विस्तार कम हो जाता है। इसे यह ज्वाला अधिक तप्त हो जाती है। अन्दर की नीली सी ज्वाला को जिसमें बिना जला हुआ पदार्थ रहता है लघ्वीकारक ज्वाला और बाहर के प्रकाशहीन मण्डल को आक्सीकारक ज्वाला कहते हैं। लघ्वीकारक ज्वाला में कापर और लेड आक्साइड को गरम करने से ताम्र और सीस धातुएं प्राप्त होती हैं। आक्सीकारक ज्वाला में धातुओं के गरम करने से वे आक्साइड में परिणत हो जाती हैं।

दहन। सर्व साधारण की भाषा में जब कोई वस्तु हवा में जलती है तो इसे 'दहन' कहते हैं किन्तु वस्तुतः जब रासायनिक क्रिया के साथ साथ प्रकाश और ताप उत्पन्न होता है तब इस घटना को 'दहन' कहते हैं। इस कथन से यह समझना भूल है कि जहां प्रकाश और ताप उत्पन्न होते हैं वहां दहन अवश्य विद्यमान है। जब प्लाटिनम के तार के द्वारा विद्युत् प्रवाहित होता है तब यह प्लाटिनम का तार तप्त हो जाता और उस से प्रकाश निकलता है। इसी प्रकार शून्य बल्ब में कार्बन के तार के द्वारा भी विद्युत् प्रवाहित करने से प्रकाश उत्पन होता है। यहां वाह्य साधनों से वस्तुएं इतनी तप्त हो जाती हैं कि उन से प्रकाश निकलता है। ज्योंही यह वाह्य साधन हटा लिया जाता वस्तुएं पूर्वावस्था में आ जाती हैं।

अतः दहन उस रासायनिक क्रिया को कहते हैं जिसमें दो वा दो से अधिक वस्तुएं पर्याप्त शक्ति के साथ संयुक्त हो प्रकाश और ताप उत्पन्न करती हैं। जब प्रकाश और ताप की मात्रा कम होती है तब इस क्रिया को 'मन्द दहन' कहते हैं और जब उनकी मात्रा अधिक होती है तब इसे 'तीव्र दहन' कहते हैं।

आक्सिजन के आविष्कार के पूर्व—१७७५ ई० के पहले—दहन की प्रकृति का ठीक ठीक ज्ञान लोगों के नहीं था। आक्सिजन के आविष्कार के बाद यह ठीक ठीक मालूम हो गया कि दहन क्या है। दहन क्रिया में साधारणतः एक पदार्थ को दहनशील और दूसरे को दहन का पोषक कहते हैं। जो पदार्थ दूसरे को घेरता है और जलने के समय बाहर रहता है उसे दहन का पोषक कहते हैं और दूसरे पदार्थ को जो अन्दर रहता है दहनशील। जलता हुआ हाइड्रोजन का जेट क्लोरीन गैस में जलता है। कार्बन का टुकड़ा आक्सिजन

में जलता है। यहां क्लोरीन और आक्सिजन दहन का पोषक और हाइड्रोजन और कार्बन दहनशील हैं।

अनेक पदार्थ वायु में जलते हैं। यहां वायु दहन का पोषक और जलने वाला पदार्थ दहनशील है। साधारणतः जब बोलते हैं कि फ़ास्फ़रस वा कोयला गैस, वा गन्धक दहनशील है तब इसका अर्थ यही हैं कि ये वस्तुएं वायु में जलती हैं। क्लोरीन और नाइट्रस आक्साइड दहनशील नहीं हैं। इस कथन का आशय यही है कि ये वस्तुएं वायु में जलती नहीं। दहनशील और दहन का पोषक ये दोनों शब्द आपेक्षिक हैं और सुविधा के विचार से रखे गये हैं। केवल अवस्था के परिवर्तन से जो दहन का पोषक है वह दहनशील हो सकता और जो दहनशील है वह दहन का पोषक हो सकता है। साधारणतः हाइ-ड्रोजन आक्सिजन में जलता है। अब यदि आक्सिजन को एक छोटे मार्ग द्वारा हाइड्रोजनके जार में ले जांय तो देखेंगे कि जार का आक्सिजन हाइड्रोजन के आवरण में जलता है। इसी प्रकार आक्सिजन वा क्लोरीन भी हाइड्रोजन वा पंक गैस वा कोयला की गैस में जलता है। इस से यह सरलता से दिखलाया जा सकता है कि वायु कोयले की गैस में जलती है। वस्तुतः वायु कोयले की गैस में जलती है। इसी प्रकार हाइड्रोजन क्लोरीन में जलता है और क्लोरीन हाइड्रोजन में। एक में हाइड्रोजन दहनशील है और क्लोरीन दहन का पोषक और दूसरे में हाइड्रोजन दहन का पोषक और क्लोरीन दहनशील। अतः ये दोनों शब्द 'दहन का पोषक' और 'दहनशील' वास्तव में आपेक्षिक हैं।

दहन का ताप। जब वस्तुएं जलती हैं तो उन से ताप निकलता है और इस से वस्तुओं का तापक्रम बढ़ जाता है। भिन्न भिन्न वस्तुओं के दहन से भिन्न भिन्न मात्रा में ताप निकलता है किन्तु एक वस्तु के जलने से एक स्थिर और परिमित मात्रा में ही ताप निकलता है।

जब एक ग्राम कार्बन जलकर कार्बन डाइ-आक्साइड बनता है तब इस से इतना ताप निकलता है कि वह ८०८० घ. सम. जल के तापक्रम को १° श बढ़ा सकता है। इस बात को इस प्रकार भी कहते हैं कि एक ग्राम कार्बन के

दहन का ताप ८०८० ताप-एकांक वा कलारी है। हाइड्रोजन के दहन का ताप ३४२०० कलारी है। पेट्रोलियम के दहन का ताप १२००० कलारी और काठ के दहन का ताप ३००० कलारी है।

फ़ास्फ़रस के हवा में जलने से ५७४७ कलारी ताप निकलता है। हवा में न जलाकर यदि आक्सिजन में जलावें तब यद्यपि दहन शीघ्र और तीव्र होता है तथापि ताप वही ५७४७ कलारी निकलता है। अतः तीव्र वा मन्द दहन से ताप की मात्रा में कोई भेद नहीं होता यद्यपि तापक्रम में भेद अवश्य होता है। हाइड्रोजन और कार्बन मनाक्साइड की ज्वालाओं के तापक्रम के सम्बन्ध में निम्न अंक बुंसेन द्वारा प्राप्त हुये थे।

हवा में जलते हाइड्रोजन की ज्वाला का तापक्रम २०२४° श

आक्सिजन में जलते हाइड्रोजन की ज्वाला का तापक्रम २८४४° श

हवा में जलते कार्बन मनाक्साइड की ज्वाला का तापक्रम १९९७° श

आक्सिजन में जलते कार्बन मनाक्साइड की ज्वाला का तापक्रम ३००३° श

इस से स्पष्ट मालूम होता है कि दहन की अवस्था के परिवर्तन से ज्वाला के तापक्रम में अन्तर अवश्य होता है।

अभ्यासार्थ प्रश्न।

१. ज्वाला का अर्थ क्या है? गैस की ज्वाला की दीप्ति का क्या कारण है? बुंसेन ज्वालक की बनावट और उस के प्रत्येक भाग के कारण का वर्णन करो।

२. 'दहन', 'दहन का पोषक', 'ज्वाला', 'ज्वलनाङ्क' और 'दहन का ताप' की व्याख्या करो।

३. मोमबत्ती की ज्वाला की रचना का वर्णन करो और भिन्न भिन्न मण्डलों में जो क्रियाएं होती हैं उसे उल्लेख करो।

४. ज्वाला की दीप्ति के जो भिन्न भिन्न कारण बताये गये हैं उन पर विचार करो।

५. बुंसेन ज्वालक का चित्र खींचकर उस के भिन्न भिन्न मण्डलों को और लघ्वीकारक और आक्सीकारक भागों को बताओ।

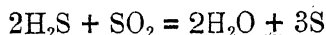
परिच्छेद २५

गन्धक और गन्धक और हाइड्रोजन के यौगिक।

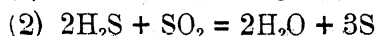
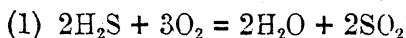
गन्धक की उपस्थिति। गन्धक मुक्तावस्था में विशेषतः ज्वालामुखी स्थानों में पाया जाता है। यूरोप के इटली, सिसिली और आइसलैण्ड के ज्वालामुखी के स्थानों में अधिक परिमाण में पाया जाता है। चीन और कैलिफ़ोरनिया में भी गन्धक पाया जाता है। ऐसा गन्धक बहुधा मिट्टी और पत्थरों से मिला रहता है।

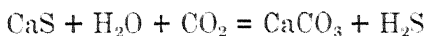
हाइड्रोजन के साथ संयुक्त हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के रूप में अनेक खनिज स्रोतों में और अनेक धातुओं के साथ सल्फ़ाइड के रूप में खानों में गन्धक पाया जाता है। गैलेना PbS, आयर्न पीराइटीज़ (लौहमाक्षिक) FeS_2, ज़िंक ब्लेण्ड ZnS, स्टिबनाइट Sb_2S_3 और सिनेबार (हिंगुल) HgS इस के मुख्य प्राकृतिक सल्फ़ाइड हैं। कालसियम सल्फ़ेट (जीपसम) $CaSO_4 2H_2O$, बेरियम सल्फ़ेट $BaSO_4$, और किसेराइट $MgSO_4 H_2O$ इस के सल्फ़ेट खनिज हैं जो कई स्थानों में बड़ी मात्रा में पाये जाते हैं।

तैयार करना। १. हाइड्रोजन सल्फ़ाइड को सल्फ़र डाइ-आक्साइड के संसर्ग में लाने से एक गैस दूसरी के द्वारा विच्छेदित हो गन्धक मुक्त करती है।

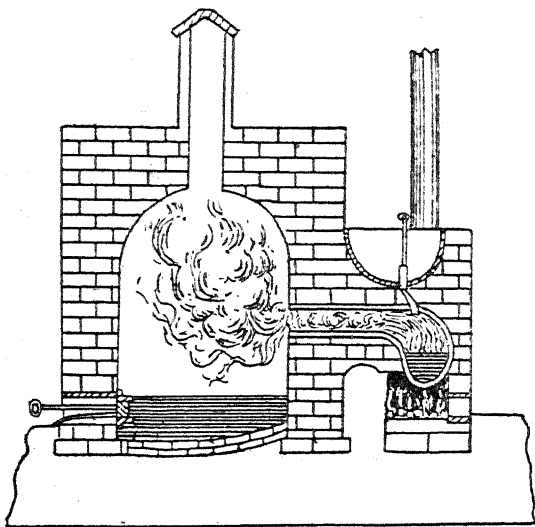
$$2H_2S + SO_2 = 2H_2O + 3S$$

२. अपर्याप्त वायु में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के जलने से भी गन्धक प्राप्त होता है। सम्भवत: यह क्रिया दो क्रमों में होती है। पहले हाइड्रोजन सल्फ़ाइड कुछ जलकर जल और सल्फ़र डाइ-आक्साइड बनता है और यह गन्धक का डाइ-आक्साइड हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के साथ मिलकर गन्धक बनता है।

$$(1)\ 2H_2S + 3O_2 = 2H_2O + 2SO_2$$

$$(2)\ 2H_2S + SO_2 = 2H_2O + 3S$$

३. सोडा के उच्छिष्ट फलों से गन्धक की पुनः प्राप्ति। सोडा भस्म के निर्माण में कालसियम सलफ़ाइड प्राप्त होता है। इस उच्छिष्ट कालसियम सलफ़ाइड से गन्धक की पुनः प्राप्ति की चेष्टाएं हुई हैं। इस कालसियम सलफ़ाइड को जल में आस्वस्त कर उस पर कार्बन डाइ-आक्साइड की क्रिया से हाइड्रोजन सलफ़ाइड प्राप्त होता है।

$$CaS + H_2O + CO_2 = CaCO_3 + H_2S$$

इस हाइड्रोजन सलफ़ाइड को इतनी वायु में जलाते हैं कि इस का केवल हाइड्रोजन आक्सीकृत हो जल में परिणत हो जाता और गन्धक मुक्त हो जाता है।

प्राकृतिक गन्धक से गन्धक निकालना। प्राकृतिक गन्धक में मिट्टी वा अन्य खनिज पदार्थ मिले रहते हैं। इन पदार्थों से गन्धक को

चित्र ६९

पिघलाकर बहा ले जाने से बहुत कुछ शुद्ध गन्धक प्राप्त हो सकता है। ढालवें गच पर ईंट के भट्ठे में जिसके बीच बीच में उर्ध्वाधार वायु मार्ग बना होता है अशुद्ध प्राकृतिक गन्धक को रखकर उसके पेंदे में गन्धक के जलाने से कुछ गन्धक जलता है और इससे इतनी गरमी उत्पन्न होती है कि शेष गन्धक उससे पिघल जाता है। यह पिघला हुआ गन्धक ढालवें गच पर बहकर एक टंकी में इकट्ठा होता है।

इस गन्धक को स्रवण द्वारा फिर शुद्ध करते हैं। यह लोहे के रिटार्ट में गरम किया जाता है। यहां गन्धक ४४०° श पर खौलकर कपिल-रक्त वाष्प में परिणत हो जाता है। यह वाष्प ईंट के कमरों में (चित्र ६६) घनीभूत किया जाता है। पहले जब तक कमरें ठंढे रहते हैं तब तक गन्धक घनीभूत हो बारीक चूर्ण के रूप में प्राप्त होता है। इस चूर्ण गन्धक को 'गन्धक का रज' कहते हैं। जब ये कमरें धीरे धीरे तप्त हो जाते और इसका तापक्रम गन्धक के द्रवणांक के ऊपर हो जाता तब गन्धक द्रवीभूत होता है और वहां से बहाकर ढांचे में ढाला जाता है जहां से ठंढे होने पर बत्ती के रूप में प्राप्त होता है।

गन्धक के गुण। साधारणतः गन्धक पाण्डु रंग का भंगुर मणिभीय घन होता है। यह जल में अविलेय होता है किन्तु कार्बन बाइ-सल्फ़ाइड नामक द्रव में शीघ्र ही घुल जाता। बेनज़ीन, क्लोरोफ़ार्म, तारपीन सरीखे विलायकों में भी न्यूनाधिक घुलता है। यह विद्युत् का अचालक और ताप का बहुत अधिक कुचालक होता है।

गरम करने पर ११४·५° श पर यह पिघलना शुरू होता है और इस प्रकार पिघलकर स्वच्छ अम्बर के रंग का बहुत कुछ चंचल द्रव बनता है। तापक्रम के बढ़ाने से यह द्रव शीघ्रही अधिक रंगीन हो जाता और इस की चंचलता बहुत कुछ नष्ट हो जाती है और यह अधिक सान्द्र हो जाता है। २५०° श तक पहुंचते पहुंचते यह प्रायः काला और इतना सान्द्र हो जाता कि पात्र को उलट देने से भी नहीं गिरता। तापक्रम के और बढ़ने से यह अब फिर अधिक चंचल होना शुरू होता है और ४४०° श पर उबलता है। इस से अब कपिल-रक्त वर्ण का वाष्प निकलता है। ३५०° श पर जब इस का

तापक्रम पहुंच जाय तब उसे पतले धार में पानी में गिराने से नम्य कन्धग प्राप्त होता है। १०००° श पर गरम करने से इस के वाष्प का आपेक्षिक घनत्व ३२ होता है और तब यह वास्तविक गैस के रूप में विद्यमान रहता है। इस तापक्रम पर गन्धक के गैस का सूत्र S_2 होता है। तापक्रम के कम होने से इस का घनत्व धीरे धीरे बढ़ता है और ५००° श पर इस का घनत्व १०००° श के घनत्व से प्रायः तिगुना हो जाता है। यह घनत्व S_6 के अनुकूल है किन्तु इसका कोई प्रमाण नहीं कि इस तापक्रम पर इसका अणु वस्तुतः S_6 है वा भिन्न भिन्न प्रकार के अणुओं का मिश्रण है। अधिक सम्भव मालूम होता है कि इस तापक्रम पर यह S_2, S_4, S_6 और S_8 अणुओं का मिश्रण है। ५००° श के नीचे इसका घनत्व और भी बढ़ जाता है जिस से मालूम होता है कि इसके कुछ अणु S_6 से भी अधिक परमाणु वाले हैं।

गन्धक अनेक तत्वों के साथ ताप की सहायता से संयुक्त होकर सल्फ़ाइड बनता है। ताम्र के पत्तर को गन्धक के वाष्प में डालने से चमक के साथ ताम्र जलता है और इस प्रकार जलकर कापर सल्फ़ाइड Cu_2S बनता है। रक्त-तप्त लोहे के दण्ड से गन्धक की बत्ती को स्पर्श करने से गन्धक का जो वाष्प बनता है उसमें लोहा जलता है और इस प्रकार जलकर आयर्न सल्फ़ाइड FeS बनता और लोहे के दण्ड से नीचे गिरता है। चांदी के साथ यह सिल्वर सल्फ़ाइड Ag_2S बनता है। गन्धक आक्सिजन में जलता है और इस प्रकार जलकर सल्फ़र डाइ-आक्साइड बनता है। रक्तताप पर कार्बन के साथ यह कार्बन बाइ-सल्फ़ाइड बनता है। खौलते गन्धक में क्लोरीन वा हाइड्रोजन ले जाने से क्रमशः सल्फ़र क्लोराइड S_2Cl_2 और हाइड्रोजन सल्फ़ाइड H_2S बनता है।

गन्धक की रूपान्तरता। गन्धक भिन्न भिन्न रूपान्तरों में पाया जाता है। इनमें कुछ मणिभीय, कुछ अमणिभीय और कुछ कोलायडल होते हैं।

(क) मणिभीय रूप

१. अष्टपार्श्वीय गन्धक

२. त्रिपार्श्वीय गन्धक

(ख) अमणिभीय रूप

३. नम्य गन्धक

४. श्वेत अमणिभीय गन्धक

५. पीत अमणिभीय गन्धक

(ग) ६. कोलायडल गन्धक

१. **अष्टपार्श्वीय गन्धक।** प्राकृतिक गन्धक समचतुर्भुजीय अष्टफलक के आकार में पाया जाता है। कार्बन बाइ-सल्फ़ाइड के विलयन को धीरे धीरे उड़ाने से भी इसी आकार में विलयन से गन्धक पृथक् होता है। ऐसे गन्धक का आपेक्षिक घनत्व २·०४५ होता है। इसे अल्फा गन्धक भी कहते हैं। यह ११४·५° श पर पिघलता है।

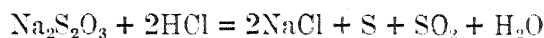
२. **त्रिपार्श्वीय गन्धक।** यह समचतुर्भुजीय नहीं होता किन्तु सूच्याकार होता है। इसका आपेक्षिक घनत्व १·९३ होता और यह ११४·५° श के स्थान में ११९° श पर पिघलता है। यह भी कार्बन बाइ-सल्फ़ाइड में विलेय होता है।

एक मूषा में गन्धक को रखकर पिघलाओ। पिघल जाने पर ठंढा होने के लिये छोड़ दो। जब इसके ऊपर एक घन पपड़ी पड़ जाय तब उस पपड़ी में छेद कर नीचे के द्रव गन्धक को निकाल डालो। मूषा के पार्श्व में अब लम्बे पतले पतले पारदर्शक सूच्याकार त्रिपार्श्व के रूप में मणिभ देख पड़ेंगे। यही त्रिपार्श्वीय गन्धक है। रख देने पर यह अष्टपार्श्वीय गन्धक में परिणत हो जाता है।

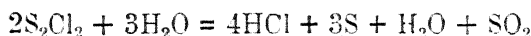
३. **नम्य गन्धक।** द्रव गन्धक को ३५०° श तक गरम करके ठंडे जल में डालने से नम्य गन्धक प्राप्त होता है। रबर के सदृश यह कुछ सीमा तक खींचा जा सकता है। इसका आपेक्षिक घनत्व १·९५ होता है। यह कार्बन बाइ-सल्फ़ाइड में अविलेय होता है। यह भी रखने से धीरे धीरे सामान्य अष्टपार्श्वीय गन्धक में परिणत हो जाता है।

४. **श्वेत अमणिभीय गन्धक।** जब गन्धक का वाष्प ठंढी तह पर घनीभूत होता है तब गन्धक के रज के साथ साथ ऐसा गन्धक भी रहता है

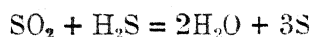
जो कार्बन बाइ-सलफ़ाइड में अविलेय होता है और रंग में सफ़ेद होता है। इस प्रकार के गन्धक को 'गन्धक का दूध' भी कहते हैं। यही श्वेत अमणिभीय गन्धक है। पीत अमोनियम सलफ़ाइड वा सोडियम थायो-सलफ़ेट $Na_2S_2O_3$ पर हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की क्रिया से भी यह प्राप्त होता है और धीरे धीरे पीत रूपान्तर में परिणत हो जाता है।

$$Na_2S_2O_3 + 2HCl = 2NaCl + S + SO_2 + H_2O$$

यह दूध सा सफ़ेद होता है। इसका विशिष्ट घनत्व १.८२ होता है यह कार्बन बाइ-सलफाइड में अविलेय होता है।

५. **पीत अमणिभीय गन्धक**। यह रूपान्तर सलफ़र डाइ-क्लोराइड को जल से विच्छेदित करने से प्राप्त होता है।

$$2S_2Cl_2 + 3H_2O = 4HCl + 3S + H_2O + SO_2$$

गन्धक के रज में इसका भी कुछ अंश रहता है। यह भी कार्बन बाइ-सलफ़ाइड में अविलेय होता है।

६. **कोलायडल गन्धक**। हाइड्रोजन सलफ़ाइड और सलफ़र डाइ आक्साइड के विलयन के परस्पर मिलाने से कोलायडल गन्धक प्राप्त होता है।

$$SO_2 + H_2S = 2H_2O + 3S$$

यह जल में विलेय होता है।

गन्धक के ऊपरोक्त विभिन्न रूप एक ही तत्त्व के रूपान्तर हैं यह सरलता से सिद्ध किया जा सकता है। गन्धक के उपर्युक्त रूपान्तरों में से किसी एक को लेकर उसकी ज्ञात तौल को आक्सिजन में जलाने से जो सलफ़र डाइ-आक्साइड बनता है उसको तौलने से पता लगता है कि प्रत्येक ६४ ग्राम सलफ़र डाइ-आक्साइड में ३२ ग्राम गन्धक विद्यमान है। यह निम्न समीकरण अनुकूल है।

$$S + O_2 = SO_2$$

३२ २ × १६ ३२ + २ × १६ = ६४

यह प्रयोग ठीक उसी प्रकार किया जाता है जिस प्रकार कार्बन के विभिन्न रूपों को एक ही तत्त्व होना सिद्ध करने में किया जाता है

गन्धक का उपयोग। गन्धक बहुत अधिक परिमाण में दियासलाई, बारूद और गन्धकाम्ल के निर्माण में उपयुक्त होता है। इसे जलाकर सल्फ़र डाइ-आक्साइड तैयार करते है जो कृमिनाशक और विरञ्जक होता है। यह ऊन, रेशम और पयालों को विरंजित करने के लिये व्यवहृत होता है।

गन्धक और हाइड्रोजन के यौगिक।

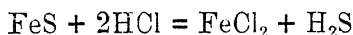
गन्धक और हाइड्रोजन, आक्सिजन और हाइड्रोजन के सदृश दो निष्पत्ति में संयुक्त हो कर हाइड्रोजन सल्फ़ाइड H_2S और हाइड्रोजन डाइ-सल्फ़ाइड H_2S_2 बनते हैं।

हाइड्रोजन सल्फ़ाइड।

H_2S

उपस्थिति। हाइड्रोजन सल्फ़ाइड ज्वालामुखी स्थानों से निकलता है। यह कुछ खनिज जलों में भी पाया जाता है। जिन वानस्पतिक और जान्तव पदार्थों में गन्धक होता है उनके सड़ने से भी हाइड्रोजन सल्फ़ाइड बनता है।

तैयार करना। १. साधारणतः यह गैस अधिक सुविधा से आयर्न सल्फ़ाइड पर तनु गन्धकाम्ल वा तनु हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की क्रिया से साधारण तापक्रम पर प्राप्त होती है।

$$FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S$$

थोड़ी मात्रा में वुल्फ बोतल से जिसमें थिसिल कीप और निकास नली लगी हुई हैं प्राप्त हो सकता है किन्तु अविरत प्रवाह में इच्छानुसार किप्प उपकरण से प्राप्त होता है। किप्प उपकरण का चित्र (चित्र ७०) यहां दिया हुआ है।

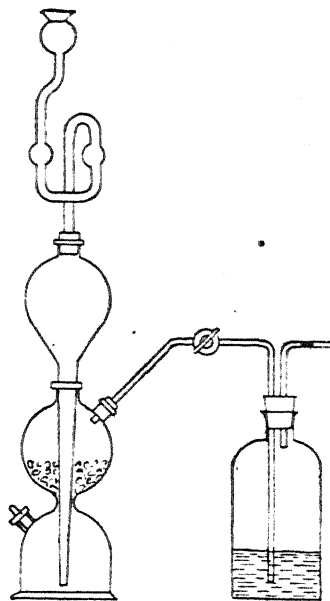
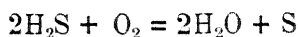
आयर्न सल्फ़ाइड से प्राप्त हाइड्रोजन सल्फ़ाइड बिल्कुल शुद्ध नहीं होता।

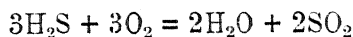
२. अन्टीमनी सल्फ़ाइड को समाहृत हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के साथ गरम करने से शुद्ध हाइड्रोजन सल्फ़ाइड प्राप्त होता है। इसे जल से धोकर हाइड्रोक्लोरिक अम्ल से मुक्त कर इकट्ठा करते हैं। बिलकुल शुष्क गैस प्राप्त करने के लिये उस गैस को कालसियम क्लोराइड से भरी यू-नली हो कर ले जाकर तब इकट्ठा करते हैं।

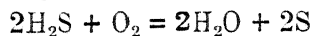
गुण । यह रंगहीन गैस है । इस का स्वाद कुछ मीठा होता है किन्तु इसकी गन्ध बहुत अरुचिकर होती है । ह प्रबल विषाक्त होता है । थोड़ा सूंघने से सिर में वेदना होती है और चक्कर आता है ।

चित्र ७०

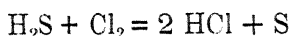
यह जल में कुछ कुछ विलेय होता है । २०° श और ७६० मम. दबाव पर जल अपने बराबर आयतन की गैस को घुलाता और ०° श और ७६० मम. दबाव पर अपने आयतन के ४·३७ गुनी गैस को घुलाता है । इसका जलीय विलयन आम्लिक होता है और इससे भी गैस के सदृश ही गन्ध निकलती है और उसमें स्वाद होता है । इस जलीय विलयन को वायु में रखने से यह शीघ्रही विच्छेदित हो जाता है ।

$$2H_2S + O_2 = 2H_2O + S$$

यह ज्वलनशील गैस है और पर्याप्त वायु वा आक्सिजन में हल्की नीली ज्वाला के साथ जलकर जल और सल्फ़र डाइ-आक्साइड बनता है ।

$$3H_2S + 3O_2 = 2H_2O + 2SO_2$$

किन्तु अपर्याप्त वायु में जल और गन्धक ही बनता है ।

$$2H_2S + O_2 = 2H_2O + 2S$$

हाइड्रोजन सल्फ़ाइड (२ आयतन) और आक्सिजन (३ आयतन) के मिश्रण में आग लगाने से तीव्र विस्फोटन होता है ।

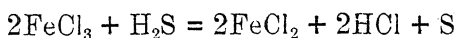
यह हैलोजन के द्वारा विच्छेदित हो जाता है । फ़्लोरीन, क्लोरीन और

$$H_2S + Cl_2 = 2\ HCl + S$$

ब्रोमीन से यह क्रिया साधारण तापक्रम पर होती है किन्तु आयोडीन के साथ तप्त नली में ले जाने से ही इन के बीच क्रिया होती है क्योंकि इस अन्तिम क्रिया में ताप का शोषण होता है ।

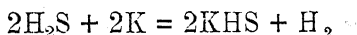
गन्धकाम्ल के साथ इस से निम्न क्रियाएं होती है जिस से गन्धक अवक्षिप्त हो जाता है। अतः इस गैस को शुष्क करने के लिये गन्धकाम्ल का उपयोग नहीं हो सकता।

$$H_2SO_4 + H_2S = SO_2 + 2H_2O + S$$

यहां यह लघ्वीकारक का कार्य करता है। फ़ेरिक क्लोराइड भी इस के द्वारा फ़ेरस क्लोराइड में लघ्वीकृत हो जाता है।

$$2FeCl_3 + H_2S = 2FeCl_2 + 2HCl + S$$

गरम करने से यह गन्धक और हाइड्रोजन में विच्छेदित हो जाता है।

अनेक धातुओं के साथ इसकी क्रिया होकर धातुओं के सल्फ़ाइड बनते हैं। हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के आवरण में पोटासियम के गरम करने से यह जलता है और इस प्रकार जलकर पोटासियम हाइड्रोजन सल्फ़ाइड बनता है।

$$2H_2S + 2K = 2KHS + H_2$$

इस गैस के स्पर्श से वङ्ग, सीस, और चांदी शीघ्रही मलिन हो जाती हैं क्योंकि उनके ऊपर उन धातुओं का सल्फ़ाइड बन जाता है। इसी कारण चांदी के सामानों को खुले रखने से उनके ऊपर पहले पतली पीला-कपिल वर्ण की और पीछे धीरे धीरे काले सल्फ़ाइड की तह पड़ जाती है। तैल चित्रों में सीस के लवणों के व्यवहार से वे हाइड्रोजन सल्फ़ाइड से काले हो जाते हैं क्योंकि इस से सीस के लवण काले लेड सल्फ़ाइड में परिणत हो जाते हैं। इस गैस को इसकी गन्ध के द्वारा वा लेड ऐसीटेट काग़ज़ को काला करने से पहचानते हैं। रजत मुद्रा पर इस से काला धब्बा भी पड़ जाता हैं । हाइ-ड्रोजन सल्फ़ाइड जाति विश्लेषण में अधिक व्यवहृत होता है।

सल्फ़ाइड। हाइड्रोजन सल्फ़ाइड रसायनशाला का एक बहुमूल्य प्रतिकारक है क्योंकि इसकी सहायता से धातुओं को भिन्न भिन्न समूहों में विभक्त कर सकते हैं और अनेक धातुओं को पहचान भी सकते हैं।

१. कुछ धातुओं के सल्फ़ाइड जल और तनु अम्लों में अविलेय होते हैं अतः आम्लिक विलयनों से हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के द्वारा ये धातुएं अवक्षिप्त हो जाती हैं। इन सल्फ़ाइडों में कुछ भिन्न भिन्न रंग के होते हैं। ऐसी धातुओं में पारद, सीस, बिस्मथ, काडमियम, ताम्र, आर्सेनिक, अन्टीमनी और वंग हैं। इन में मरकरी सल्फ़ाइड HgS, लेड सल्फ़ाइड PbS, और कापर सल्फ़ाइड CuS काले होते हैं। बिस्मथ सल्फ़ाइड Bi_2S_3 धुंधले कपिल रंग का, काडमियम सल्फ़ाइड CdS, आर्सेनिक सल्फ़ाइड As_2S_5 और As_2S_3 पीत वर्ण के, अन्टीमनी सल्फ़ाइड Sb_2S_5 नारंगी-रक्त और Sb_2S_3 ईंट-रक्त और वंग सल्फ़ाइड SnS और SnS_2 क्रमशः कपिल और पीत वर्ण के होते हैं।

२. कुछ धातुओं के सल्फ़ाइड जल वा क्षारीय विलयन में अविलेय होते हैं किन्तु तनु अम्लों में घुल जाते हैं। ऐसी धातुओं में लोहा, निकेल, कोबाल्ट, मैंगनीज़ और यशद हैं। इनमें निकेल और कोबाल्ट सल्फ़ाइड NiS और CoS काले होते हैं, आयर्न सल्फ़ाइड FeS काले, मैंगनीज़ सल्फ़ाइड मांस के रंग के और ज़िंक सल्फ़ाइड सफ़ेद होते हैं। ये सल्फ़ाइड इन धातुओं के जलीय वा क्षारीय विलयन में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के द्वारा अवक्षिप्त हो जाते हैं।

३. कुछ धातुओं के सल्फ़ाइड जल में विलेय होते हैं अतः ये जलीय विलयन से अवक्षिप्त नहीं होते। ऐसी धातुओं में अलुमिनियम क्रोमियम बेरियम, कालसियम, स्ट्रांशियम, सोडियम, पोटासियम और मैगनीसियम हैं। अतः ये धातुएं जलीय विलयन में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के द्वारा पृथक् नहीं की जा सकतीं।

अमोनिया के विलयन में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड गैस के ले जाने से जो क्रियाफल प्राप्त होते हैं उनमें अमोनियम सल्फ़ाइड $(NH_4)_2S$, अमोनियम हाइड्रोजन सल्फ़ाइड NH_4HS और अमोनियम हाइड्राक्साइड NH_4OH रहते हैं। इस विलयन को अमोनियम सल्फ़ाइड का विलयन कहते हैं। इसे वायु में छोड़ देने से इसका आंशिक आक्सीकरण होता है जिस से कुछ गन्धक मुक्त होकर अमोनियम सल्फ़ाइड के साथ संयुक्त हो जाता है। इस प्रकार अमोनियम

पोली-सल्फ़ाइड $(NH_4)_2 Sx$ बनता है जिस में x का मूल्य ६ तक हो सकता है। यह पोली-सल्फ़ाइड पीत रंग का होता है। इसे पीत अमोनियम सल्फ़ाइड कहते हैं। यह पीत अमोनियम सल्फ़ाइड भी जांति विश्लेषण में प्रतिकारक के रूप में प्रयुक्त होता है।

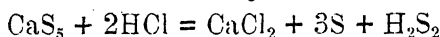
हाइड्रोजन सल्फ़ाइड का संगठन। हाइड्रोजन सल्फ़ाइड का आपेक्षिक घनत्व १७ है अतः इस का अणुभार ३४ हुआ।

हाइड्रोजन सल्फ़ाइड को अकेले वा किसी धातु, वंग, के साथ एक बन्द नली में गरम करने से यह विच्छेदित हो जाता है और इस प्रकार विच्छेदित होने से हाइड्रोजन प्राप्त होता है। इस हाइड्रोजन का आयतन हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के आयतन के बराबर होता है। आवोगाड्रो के सिद्धान्त के अनुसार हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के एक अणु में हाइड्रोजन का एक अणु वा दो परमाणु रहते हैं। हाइड्रोजन के दो परमाणुओं का भार दो हुआ अतः ३४ से २ निकाल लेने पर ३२ रह जाता है किन्तु ३२ गन्धक का परमाणुभार है अतः हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के एक अणु में गन्धक का एक परमाणु और हाइड्रोजन के दो परमाणु हुए। अतः इस का सूत्र H_2S हुआ।

हाइड्रोजन डाइ-सल्फ़ाइड।

H_2S_2

तैयार करना। तनु हाइड्रोक्लोरिक अम्ल को हिमीकरण मिश्रण में शीतल करके उस में कालसियम सल्फ़ाइड वा सोडियम सल्फ़ाइड के विलयन को धीरे धीरे डालने और बराबर हिलाने से हाइड्रोजन डाइ-सल्फ़ाइड पाण्डु रंग के भारी स्निग्ध रूप में नीचे बैठ जाता है। यहां हाइड्रोक्लोरिक अम्ल का आधिक्य रहना चाहिये। इस क्रिया में कुछ गन्धक भी मुक्त होता है।

$$CaS_5 + 2HCl = CaCl_2 + 3S + H_2S_2$$

हाइड्रोजन डाइ-सल्फ़ाइड के गुण। इस के गुण हाइड्रोजन पेराक्साइड के गुण से बहुत कुछ मिलते जुलते हैं। इस द्रव का विशिष्ट घनत्व १·३७६ होता है। इस की गन्ध कड़वी होती है और उस में कुछ हाइड्रोजन

२. गन्धक पर ताप की जो क्रिया होती है उसका वर्णन करो। गन्धक के मुख्य मुख्य रूपान्तरों और उनके तैयार करने की बिधियों का वर्णन करो।
(बम्बई १९१५)

३. रसायनशाला में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड कैसे तैयार होता है। समाहृत गन्धकाम्ल और समाहृत नाइट्रिक अम्ल के द्वारा इस पर क्या क्रियाएं होती हैं ?

४. हाइड्रोजन सल्फ़ाइड का (१) क्लोरीन जल, (२) ब्रोमीन जल, (३) फेरिक क्लोराइड के विलयन, (४) ज़िंक सल्फ़ेट, (५) अमोनिया, (६) मरक्यूरिक क्लोराइड, (७) मरक्यूरस नाइट्रेट, (८) पोटासियम डाइ-क्रोमेट, और (९) हाइड्रो-क्लोरिक अम्ल पर क्या क्रियाएं होती हैं ?

५. ४ ग्राम फेरस सल्फ़ाइड पर हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की क्रिया से कितना हाइडोजन सल्फ़ाइड निकलेगा ? इस हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के जलने से कितना सल्फ़र डाइ-आक्साइड प्राप्त होगा ? सल्फ़र डाइ-आक्साइड और हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के मिलाने से जो क्रिया होती है उसे समीकरण के द्वारा प्रगट करो।

६. हाइड्रोजन सल्फ़ाइड कैसे प्राप्त होता है ? वैश्लेषिक रसायन में इसके क्या उपयोग हैं ?

परिच्छेद २६

गन्धक और क्लोरीन के यौगिक।

साधारण तापक्रम पर गन्धक और क्लोरीन के दो यौगिक होते हैं। एक तीसरा यौगिक –२२° श के नीचे पाया जाता है।

१. डाइ-सल्फ़र डाइ-क्लोराइड S_2Cl_2

२. सल्फ़र डाइ-क्लोराइड SCl_2

३. सल्फर टेट्रा-क्लोराइड SCl_4

डाइ-सल्फ़र डाइ-क्लोराइड।

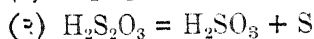
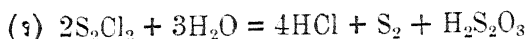
S_2Cl_2

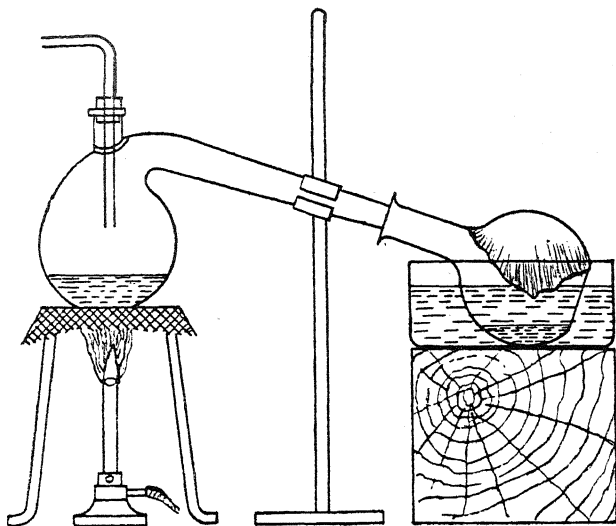
तैयार करना। रिटार्ट में गन्धक की तप्त तह पर शुष्क क्लोरीन के ले जाने से यह यौगिक स्रवित हो पीत द्रव के रूप में ग्राहक में द्रवीभूत होता है।

गुण। पुर्नस्रवित द्रव अम्बर रंग का धूम देने वाला यौगिक है। इस की गन्धक अरुचिकर और तीव्र होती है। यह आंखों को आक्रान्त करता है। इसका विशिष्ट घनत्व १·७०९ होता और यह १३१·१° श पर खौलता है।

जल के स्पर्श से यह शनैः शनैः विच्छेदित होकर हाइड्रोक्लोरिक अम्ल, गन्धक डाइ-आक्साइड और गन्धक में परिणत हो जाता है। यह विच्छेदन दो क्रमों में होता है।

(१) $2S_2Cl_2 + 3H_2O = 4HCl + S_2 + H_2S_2O_3$

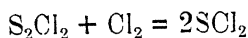
(२) $H_2S_2O_3 = H_2SO_3 + S$

यह शीघ्रता से गन्धक को घुला लेता है। गन्धक का यह विलयन रबर के गन्धकीकरण में काम आता है। गन्धक और क्लोरीन के अन्य यौगिकों से यह अधिक स्थायी होता है। इसके वाष्प का घनत्व ६७·५ है अतः इसका

अणुभार १३५·० हुआ। यह S_2Cl_2 सूत्र के अनुकूल है।

चित्र ७१

सल्फ़र डाइ-क्लोराइड।

SCl_2

तैयार करना। डाइ-सल्फ़र डाइ-क्लोराइड को बरफ़ में ठंडा कर के उस में शुष्क क्लोरीन ले जाने से सल्फ़र डाइ-क्लोराइड बनता है। क्लोरीन के शोषण से यह द्रव रक्त-कपिल

$$S_2Cl_2 + Cl_2 = 2SCl_2$$

वर्ण का हो जाता है। उसमें कार्बन डाइ-आक्साइड के प्रवाह से क्लोरीन को निकाल डालते हैं।

गुण। तापक्रम के बढ़ने से यह शीघ्र ही डाइ-सल्फ़र डाइ-क्लोराइड और क्लोरीन में विघटित हो जाता है। जल के स्पर्श से डाइ-सल्फ़र डाइ-क्लोराइड के सदृश यह भी विच्छेदित हो जाता है।

सल्फ़र ट्रेटा-क्लोराइड ।

SCl_4

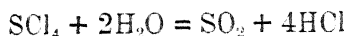
तैयार करना । यह यौगिक –२२° श के नीचे ही स्थायी होता है अतः इस तापक्रम पर वा इस से निम्न तापक्रम पर सल्फ़र डाइ-क्लोराइड को क्लोरीन से संतृप्त करने से यह प्राप्त होता है ।

गुण । तापक्रम के बढ़ने से यह बड़ी शीघ्रता से विच्छेदित हो जाता है । –१५° श पर इस का प्रतिशत प्रायः ५८ भाग विच्छेदित हो जाता है । –२° श पर ८८ भाग तक विच्छेदित हो जाता है ।

जल के द्वारा तीव्रता से यह सल्फ़र डाइ-आक्साइड और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में विच्छेदित हो जाता है ।

$$SCl_4 + 2H_2O = SO_2 + 4HCl$$

कार्बन बाइ-सल्फ़ाइड ।

CS_2

उपस्थिति । इस यौगिक का लेश मात्र कोयले की गैस में पाया जाता है ।

तैयार करना । कार्बन बाइ-सल्फ़ाइड अधिक मात्रा में गन्धक के वाष्प को रक्त-तप्त काठ के कोयले पर ले जाने से प्राप्त होता है ।

गुण । यह रंगहीन चंचल द्रव है। यह बहुत प्रबल प्रवर्त्तनशील होता है । इसकी गन्ध ईथर वा क्लोरोफार्म सी मीठी होती है किन्तु अशुद्धियों से मिले रहने के कारण इसकी गन्ध बहुत अरुचिकर होती है । इसका विशिष्ट घनत्व ०° श पर १·२९ होता है । यह बहुत वाष्पशील होता और ४६° श पर खौलता है। –११६° श पर यह घन हो जाता है ।

कार्बन और गन्धक के बीच रासायनिक संयोग होने में अधिक ताप का शोषण होता है अतः इसका बनना तापशोषक क्रियाओं में है । कार्बन बाइ-सल्फ़ाइड के विच्छेदित होने से यह ताप निकल जाता है । कार्बन बाइ-

सलफ़ाइड उन यौगिकों में है जो केवल आघात से विच्छेदित हो जाते हैं। इसका वाष्प केवल आघात से विच्छेदित हो जाता है।

यह बहुत ज्वलनशील पदार्थ है और जलकर कार्बन डाइ-आक्साइड बनता है।

इस में अनेक पदार्थों के घुलाने की क्षमता विद्यमान है। रबर, फ़ास्फ़रस, गन्धक, और आयोडीन इस में शीघ्रता से घुल जाते हैं।

प्रबल प्रवर्त्तनशील होने के कारण वर्णपट उत्पन्न करने के लिये यह बहुधा प्रयुक्त होता है। इसका संगठन कार्बन डाइ-आक्साइड के समान ही होता है। इसका सूत्र CS_2 है।

परिच्छेद २७

गन्धक के आक्साइड और आक्सी-अम्ल।

गन्धक के चार आक्साइड होते हैं :—

सल्फ़र डाइ-आक्साइड (सल्फुरस निरुदक)	SO_2
सल्फ़र ट्राइ-आक्साइड (सल्फुरिक निरुदक)	SO_3
सल्फ़र सेस-क्वी-आक्साइड	S_2O_3
सल्फ़र हेप्टाक्साइड (पर-सल्फुरिक निरुदक)	S_2O_7

गन्धक के निम्न अम्ल होते हैं :—

सल्फुरस अम्ल	H_2SO_3
सल्फुरिक अम्ल (गन्धकाम्ल)	H_2SO_4
हाइपो-सल्फुरस अम्ल	$H_2S_2O_4$
पर-सल्फुरिक अम्ल	$H_2S_2O_8$
कैरोका अम्ल	H_2SO_5
थायो-सल्फुरिक अम्ल	$H_2S_2O_3$
डाइ-थायोनिक अम्ल	$H_2S_2O_6$
ट्राइ-थायोनिक अम्ल	$H_2S_3O_6$
ट्रेटा-थायोनिक अम्ल	$H_2S_4O_6$
पेन्टा-थायोनिक अम्ल	$H_2S_5O_6$
हेक्सा-थायोनिक अम्ल	$H_2S_6O_6$

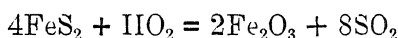
सल्फ़र डाइ-आक्साइड ।

SO_2

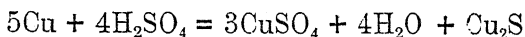
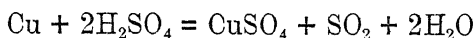
उपस्थिति । ज्वालामुखी से जो गैसें निकलती हैं उन में यह पाया जाता है । ज्वालामुखी स्थानों के स्रोतों के जल में भी घुला हुआ यह मिलता है । कोयले में कुछ गन्धक विद्यमान रहने से जो गैसें कोयले के जलने से बनती हैं उनमें कुछ थोड़ी मात्रा में यह गैस विद्यमान रहती हैं और नगरों की वायु में पाई जाती है ।

तैयार करना । जब गन्धक वायु वा आक्सिजन में जलता है तब सल्फ़र डाइ-आक्साइड बनता है किन्तु यह नाइट्रोजन वा आक्सिजन के साथ मिश्रित रहता है । अतः शुद्ध सल्फ़र डाइ-आक्साइड इस विधि से प्राप्त नहीं हो सकता ।

गन्धकाम्ल के निर्माण में जब इसे अधिक मात्रा में तैयार करने की आवश्यकता होती है तब उन सल्फ़ाइडों को, जिनमें गन्धक की मात्रा अधिक रहती हैं जैसे आयर्न सल्फ़ाइड FeS_2, जलाकर इसे प्राप्त करते हैं ।

$$4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

रसायनशाला में साधारणतः सल्फर डाइ-आक्साइड, ताम्र को गन्धकाम्ल के साथ गरम करने से प्राप्त होता है । एक फ़्लास्क में ताम्र (प्रायः २० ग्राम) रखकर उस में थिसिल कीप और निकास नली लगाते हैं । अब कीप द्वारा समाहृत गन्धकाम्ल (५० घ. सम.) डालकर फ़्लास्क को बालू उष्मक पर गरम करते हैं । जब क्रिया प्रारम्भ हो जाती है तब ज्वाला को कम कर देते हैं । यहां बहुत जटिल क्रियाओं के द्वारा प्रधानतः कापर सल्फ़ेट और कापर सल्फ़ाइड के साथ साथ सल्फ़र डाइ-आक्साइड बनता है ।

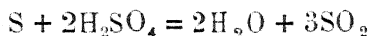
$$Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

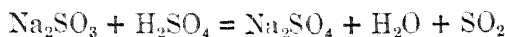
$$5Cu + 4H_2SO_4 = 3CuSO_4 + 4H_2O + Cu_2S$$

यहां ताम्र के स्थान में पारद, चांदी, कार्बन और गन्धक भी व्यवहृत

हो सकते हैं। कार्बन के साथ निम्न क्रिया के अनुसार कार्बन डाइ-आक्साइड भी बनता है।

$$C + 2H_2SO_4 = CO_2 + 2H_2O + 2SO_2$$

गन्धक के साथ क्रिया इस प्रकार होती है।

$$S + 2H_2SO_4 = 2H_2O + 3SO_2$$

सल्फ़ाइटों पर तनु गन्धकाम्ल की क्रिया से भी यह गैस अधिक सुविधा से प्राप्त होती है। जब थोड़ी मात्रा में इसे प्राप्त करना होता है तब इसी विधि से प्राप्त करते हैं। सोडियम सल्फ़ाइट पर क्रिया इस प्रकार होती है।

$$Na_2SO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2O + SO_2$$

जल में विलेय होने के कारण यह गैस जल पर इकट्ठी नहीं की जा सकती। पारद पर वा उर्ध्वस्थानापत्ति द्वारा यह इकट्ठी की जाती है।

गुण। यह वर्ण-रहित गैस है। इसमें दम घोंटने वाली गन्ध होती है। यह न स्वयं जलती और न सामान्य दहनशील वस्तुओं का पोषक ही है। जलती बत्ती इस में बुझ जाती है किन्तु कई धातुएं इस में जलती हैं। लोहे का चूर्ण इसके वाष्प में जलता और आयर्न सल्फ़ाइड और आयर्न आक्साइड बनता है।

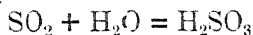
यह वायु से दुगुना भारी होता है। इसका आपेक्षिक घनत्व २·२११ (वायु = १) है। यह जल में विलेय होता है।

०° श और ७६० मम. दबाव पर जलका एक आयतन गैसके प्रायः ८० आयतन को घुलाता है।

२०° श ,, ,, ,, ,, ३९ आयतन को घुलाता है।

४०° श ,, ,, ,, ,, १९ ,, ,, ,,

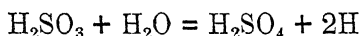
इस का जलीय विलयन प्रबल आम्लिक होता है और इस प्रकार घुलकर सल्फ़ुरस अम्ल बनता है।

$$SO_2 + H_2O = H_2SO_3$$

इसके जलीय विलयन को खौलाने से सल्फ़र डाइ-आक्साइड निकल जाता है।

यह –८° श पर साधारण दबाव पर द्रवीभूत हो जाता है और ०° श पर केवल दो वायुमण्डल का दबाव द्रवीभूत करने के लिये पर्याप्त होता है। यह द्रव –७६° श पर बरफ के सदृश पारदर्शक घन में परिणत हो जाता है। द्रव सल्फ़र डाइ-आक्साइड शीत उत्पन्न करने के लिये व्यवहृत होता है। इस द्रव में फ़ास्फ़रस, आयोडीन, गन्धक और अन्य बहुत से रोज़ीन सदृश पदार्थ घुल जाते हैं।

सल्फ़र डाइ-आक्साइड की लघ्वीकरण क्रिया।

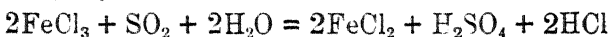
सल्फ़र डाइ-आक्साइड प्रबल लघ्वीकारक होता है। इस में आक्सिजन के ग्रहण कर लेने की प्रबल क्षमता रहती है। इसी कारण यह कृमिनाशक और विरंजक भी होता है। रेशम, ऊन और पयाल के विरंजित करने के लिये यह व्यवहृत होता है। इसकी और क्लोरीन की विरंजन क्रिया में भेद है। क्लोरीन विरंजक होता है इसका कारण यह है कि यह जल के हाइड्रोजन को ग्रहण कर लेता जिससे नवजात आक्सिजन मुक्त हो रंगीन पदार्थ को आक्सीकृत कर देता है। ठीक इसके प्रतिकूल सल्फ़र डाइ-आक्साइड जल के आक्सिजन को ग्रहण कर लेता और इस प्रकार नवजात हाइड्रोजन मुक्त हो रंगीन पदार्थ के साथ संयुक्त हो वर्णरहित यौगिक बनता है।

$$H_2SO_3 + H_2O = H_2SO_4 + 2H$$

सल्फ़र डाइ-आक्साइड के द्वारा विरंजित पदार्थों का रंग अधिकांश दशाओं में वायु में रखने से वा किसी आक्सीकारक के संसर्ग से लौट आता है किन्तु क्लोरीन के द्वारा विरंजित पदार्थों का रंग इस प्रकार नहीं लौटता। कुछ रंगीन पदार्थों के साथ सल्फ़र डाइ-आक्साइड सीधे संयुक्त हो रंगहीन पदार्थ बनता है। ऐसी दशा में किसी अम्ल की क्रिया से ऐसे पदार्थ का रंग लौटाया जा सकता है क्योंकि ऐसे यौगिक अम्लों से विच्छेदित हो जाते हैं।

इसके लघ्वीकारक होने का दूसरा अच्छा दृष्टान्त फेरिक लवणों को फ़ेरस लवणों में परिणत करने का है। फ़ेरिक सल्फ़ेट वा फ़ेरिक क्लोराइड इस के

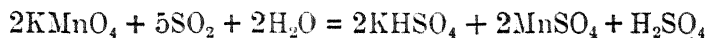
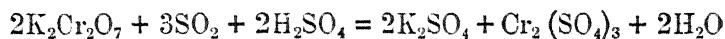
द्वारा फ़ेरस सल्फ़ेट वा फ़ेरस क्लोराइड में परिणत हो जाते हैं।

$$Fe_2(SO_4)_3 + SO_2 + 2H_2O = 2FeSO_4 + 2H_2SO_4$$

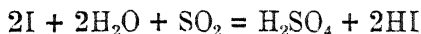
$$2FeCl_3 + SO_2 + 2H_2O = 2FeCl_2 + H_2SO_4 + 2HCl$$

यह पोटासियम परमैंगनेट और पोटासियम डाइ-क्रोमेट को लघ्वीकृत कर पोटासियम परमैंगनेट के किरमजी रंग को नष्ट कर देता और पीत क्रोमेट को हरा कर देता है।

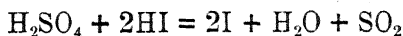
$$2KMnO_4 + 5SO_2 + 2H_2O = 2KHSO_4 + 2MnSO_4 + H_2SO_4$$

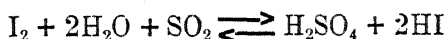
किरमजी

$$2K_2Cr_2O_7 + 3SO_2 + 2H_2SO_4 = 2K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 2H_2O$$

पीत हरा

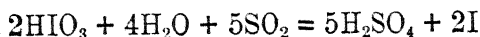
आयोडीन पर भी जलकी उपस्थिति में सल्फ़र डाइ-आक्साइड की क्रिया होती है।

$$2I + 2H_2O + SO_2 = H_2SO_4 + 2HI$$

किन्तु ज्योंही कुछ HI बनता है यह क्रिया बन्द हो जाती है क्योंकि HI की विपरीत क्रिया के द्वारा मन्धकाम्ल फिर सल्फ़र डाइ-आक्साइड में लघ्वीकृत हो जाता है।

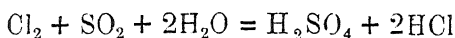
$$H_2SO_4 + 2HI = 2I + H_2O + SO_2$$

ऐसी क्रियाओं को उत्क्रमणीय क्रियाएं कहते हैं और इन्हें दो बाणों के द्वारा सूचित करते हैं।

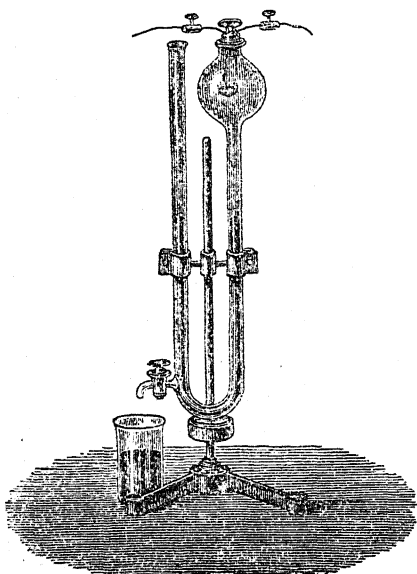
$$I_2 + 2H_2O + SO_2 \rightleftharpoons H_2SO_4 + 2HI$$

जब सीधी और विपरीत दोनों क्रियाएं एक ही गति से होती हैं तब इन पदार्थों की निष्पत्ति में कोई भेद नहीं होता किन्तु इससे यह समझना भूल है कि ये क्रियाएं बिलकुल बन्द हो गईं। क्रियाएं अवश्य होती है किन्तु इन क्रियाओं से क्रिया-फलों की मात्राओं में कोई भेद नहीं होता। वस्तुतः इन दोनों क्रियाओं के बीच साम्य स्थापित हो जाता है।

सल्फ़र डाइ-आक्साइड को आयोडिक अम्ल वा आयोडेट के संसर्ग में लाने से यह गन्धकाम्ल में आक्सीकृत हो जाता और आयोडीन मुक्त होता है।

$$2HIO_3 + 4H_2O + 5SO_2 = 5H_2SO_4 + 2I$$

यह क्रिया सल्फ़र डाइ-आक्साइड का अस्तित्व जानने के लिये प्रयुक्त होती है क्योंकि पोटासियम आयोडेट और स्टार्च के विलयन में भिगाआ हुआ कागज़ सल्फ़र डाइ-आक्साइड के संसर्ग से शीघ्रही नीला हो जाता है। यहां पोटासियम आयोडाइड का मुक्त आयोडीन स्टार्च के साथ संयुक्त ही नीला यौगिक बनता है।

यह क्लोरीन को हाइड्रोजन क्लोराइड में परिणत कर देता है।

$$Cl_2 + SO_2 + 2H_2O = H_2SO_4 + 2HCl$$

और ब्रोमीन का रंग भी दूर कर देता है। अतः क्लोरीन के द्वारा विरंजित पदार्थों के क्लोरीन को दूर करने के लिये क्लोरीन-नाशक के रूप में व्यवहृत होता है।

सल्फ़र डाइ-आक्साइड का संगठन। जिस प्रकार का उपकरण कार्बन डाइ-आक्साइड का संगठन जानने के लिये व्यवहृत होता है उसी प्रकार का उपकरण (चित्र ७२) सल्फ़र डाइ-आक्साइड का संगठन जानने के लिये भी व्यवहृत हो सकता है। आक्सिजन में गन्धक के टुकड़े को जलाकर उपकरण को शीतल करने से आक्सिजन के आयतन में कोई भेद नहीं होता। इससे प्रमाणित होता है कि गन्धक के जलने से सल्फ़र डाइ-आक्साइड के एक अणु में आक्सिजन का एक अणु वा दो परमाणु रहते हैं। सल्फ़र डाइ-आक्साइड का आपेक्षिक घनत्व ३२ है अतः इस का अणु-भार ६४ हुआ। दो परमाणु आक्सिजन का भार ३२ होता है अतः इस में विद्यमान गन्धक का

चित्र ७२

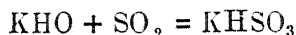
भार केवल ३२ रह जाता है किन्तु ३२ गन्धक का परमाणुभार है अतः इस में केवल एक परमाणु गन्धक का और दो परमाणु आक्सिजन के हुए। अतः इसका सूत्र SO_2 हुआ।

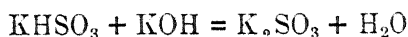
सल्फ़ुरस अम्ल और सल्फ़ाइट।

सल्फ़ुरस अम्ल अब तक शुद्धावस्था में प्राप्त नहीं हुआ है। सल्फ़र डाइ-आक्साइड के जल में घुलने से सल्फ़ुरस अम्ल H_2SO_3 का जलीय विलयन प्राप्त होता है किन्तु इसे गाढ़ा करने से यह फिर जल और सल्फ़र डाइ-आक्साइड में विच्छेदित हो जाता है। इस का जलीय विलयन वायु के आक्सिजन को शोषित कर गन्धकाम्ल H_2SO_4 में परिणत हो जाता है।

यह द्विभास्मिक अम्ल है। अतः इससे दो प्रकार के सामान्य और आम्लिक लवण बनते हैं। इसके लवणों को सल्फ़ाइट कहते हैं। पोटासियम के पोटासियम सल्फ़ाइट K_2SO_3 और पोटासियम हाइड्रोजन सल्फ़ाइट वा आम्लिक पोटासियम सल्फ़ाइट $KHSO_3$ दो लवण होते हैं। सोडियम के सोडियम सल्फ़ाइट Na_2SO_3 और सोडियम हाइड्रोजन सल्फ़ाइट वा आम्लिक सोडियम सल्फ़ाइट $NaHSO_3$, कालसियम के कालसियम सल्फ़ाइट $CaSO_3$ और कालसियम हाइड्रोजन सल्फ़ाइट $Ca(HSO_3)_2$, दो दो लवण होते हैं।

क्षारीय धातुओं और क्षार मिट्टी के धातुओं के लवण उनके क्षारों के विलयनों में सल्फ़र डाइ-आक्साइड के ले जाने से प्राप्त होते हैं।

$$KHO + SO_2 = KHSO_3$$

आम्लिक लवण में अधिक पोटाश डालकर गरम करके जल को उड़ा देने से सामान्य लवण प्राप्त होता है।

$$KHSO_3 + KOH = K_2SO_3 + H_2O$$

क्षारीय धातुओं के सामान्य सल्फ़ाइट जल में विलेय होते हैं किन्तु अन्य धातुओं के अविलेय होते हैं। अतः अविलेय सल्फ़ाइट वाले धातुओं के विलय लवणों के विलयन में सोडियम सल्फ़ाइट के विलयन डालने से उनके

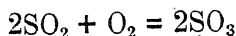
सल्फ़ाइट अवक्षिप्त हो जाते हैं।

सल्फ़ाइट भी अस्थायी होते हैं और वायु के आक्सिजन को शोषित कर धीरे धीरे सल्फ़ेट में परिणत हो जाते हैं।

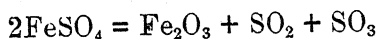
सल्फ़र ट्राइ-आक्साइड।

SO_3

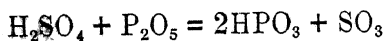
तैयार करना। शुष्क सल्फ़र डाइ-आक्साइड और शुष्क आक्सिजनके मिश्रण को तप्त स्पंजी प्लाटिनम वा प्लाटिनमयुक्त अस्बेस्टस पर ले जाने से सल्फ़ेट ट्राइ-आक्साइड प्राप्त होता है।

$$2SO_2 + O_2 = 2SO_3$$

इस क्रिया-फल को शीतल ग्राहक में ले जाने से श्वेत रेशम सा सूई के आकार का मणिभ प्राप्त होता है। साधारणतः यही विधि इसके निर्माण में प्रयुक्त होती है।

फ़ेरस सल्फ़ेट को तप्त करने से इसके मणिभीकरण का जल पहले निकल जाता और तब निम्न समीकरण के अनुसार सल्फ़र डाइ-आक्साइड और सल्फ़र ट्राइ-आक्साइड का मिश्रण प्राप्त होता है।

$$2FeSO_4 = Fe_2O_3 + SO_2 + SO_3$$

सल्फ़र ट्राइ-आक्साइड जल के साथ सल्फुरिक अम्ल में परिणत हो जाता और यह सल्फुरिक अम्ल SO_3 के साथ मिलकर नौर्ड होजेन सल्फुरिक अम्ल में $H_2SO_4 + SO_3 = H_2S_2O_7$ बनता है। यह अम्ल वायु में धूम देता है। अतः इसे सधूम गन्धकाम्ल भी कहते हैं। इसे गरम करने से SO_3 निकल जाता और H_2SO_4 रह जाता है।

गन्धकाम्ल को फ़ास्फ़रस पेन्टाक्साइड के सदृश प्रबल निरुदकारक के साथ स्रवित करने से गन्धकाम्ल का जल निकल जाने से सल्फर ट्राइ-आक्साइड प्राप्त होता है।

$$H_2SO_4 + P_2O_5 = 2HPO_3 + SO_3$$

गुण । साधारण तापक्रम पर सल्फ़र ट्राइ-आक्साइड द्रव होता है किन्तु शीतल करने पर सफ़ेद रेशम सदृश सुई के आकार के मणिभ में परिणत हो जाता है। यह १५° श पर पिघलता और ४६° श पर खौलता है । यह बहुत वाष्पशील होता है और आर्द्र वायु के स्पर्श से घना श्वेत धूम देता है। यह धूम वायु के जलवाष्प के साथ गन्धकाम्ल बनने के कारण बनता है। यह सनसनाहट की ध्वनि के साथ जल में घुलकर गन्धकाम्ल बनता है। चमड़े वा अन्य किसी कार्बनिक पदार्थ के स्पर्श से जल के खिंच जाने के कारण ऐसे पदार्थ झुलस जाते हैं। यह कुछ धातुओं के आक्साइडों के साथ मिलकर सीधे उनका सल्फ़ेट बन जाता है। बेरियम आक्साइड BaO के साथ यह बेरियम सल्फ़ेट $BaSO_4$ बनता है। इस क्रिया में इतना ताप उत्पन्न होता है कि सारा ढेर ताप-दीप्त हो जाता है।

गरम करने वा रक्त-तप्त नली में इसके वाष्प के ले जाने से यह सल्फ़र डाइ-आक्साइड और आक्सिजन में विच्छेदित हो जाता है।

सल्फ़र सेस्की-आक्साइड ।

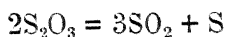
S_2O_3

तैयार करना । द्रवीभूत सल्फ़र ट्राइ-आक्साइड में शुष्क गन्धक के रज को शनैः शनैः डालने से गन्धक के द्रवणाङ्क के ठीक ऊपर तापक्रम पर यह बनता और हरे मणिभ के रूप में पृथक् हो जाता है।

गुण । साधारण तापक्रम पर यह अस्थायी होता है और सल्फ़र ट्राइ-आक्साइड और आक्सिजन में विच्छेदित होजाता है।

$$2S_2O_3 = 3SO_2 + S$$

पर-सल्फ़ुरिक निरुदक ।

S_2O_7

सल्फ़र ट्राइ-आक्साइड और आक्सिजन के मिश्रण में बहुत समय तक निःशब्द विद्युत्-विसर्ग से यह बनता है। यह यौगिक बहुत अस्थायी होता है और निम्न तापक्रम पर ही सल्फ़र ट्राइ-आक्साइड और आक्सिजन में

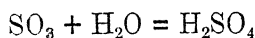
विच्छेदित हो जाता है।

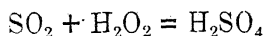
सल्फ़्युरिक अम्ल (गन्धकाम्ल)

H_2SO_4

इतिहास। गन्धकाम्ल बहुत प्राचीनकाल से ज्ञात है। आठवीं सदी में ज़ीवर ने फिटकरी के स्रवण से इसे प्राप्त किया था। कसीस के गरम करने से १७ वीं सदी में यह प्राप्त हुआ था। गन्धक जलाकर शोरे के योग से प्रायः इसी समय सब से पहले तैयार हुआ था।

तैयार करना। १. सल्फ़र ट्राइ-आक्साइड को जल में घुलाने से गन्धकाम्ल प्राप्त होता है।

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$$

२. सल्फ़र डाइ-आक्साइड और हाइड्रोजन पेराक्साइड के सीधे संयोग से भी गन्धकाम्ल प्राप्त होता है।

$$SO_2 + H_2O_2 = H_2SO_4$$

अथवा सल्फ़ुरस अम्ल को वायु में खुले रखने से आक्सीकृत हो यह गन्धकाम्ल में परिणत हो जाता है।

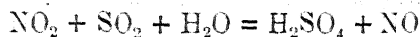
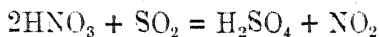
गन्धकाम्ल का निर्माण। उपरोक्त विधियां व्यापार के लिये गन्धकाम्ल तैयार करने में उपयुक्त नहीं हो सकतो। जो विधि गन्धकाम्ल के निर्माण में प्रयुक्त होती है उसका सिद्धान्त यह है।

गन्धक वा प्राकृतिक आयर्न सल्फ़ाइड जलाकर सल्फ़र डाइ-आक्साइड प्राप्त करते हैं। यह नाइट्रोजन पेराक्साइड NO_2 के संसर्ग में उस के आक्सिजन को ग्रहण कर सल्फ़र ट्राइ-आक्साइड में परिणत हो जलवाष्प के साथ गन्धकाम्ल बनता है। इस क्रिया में नाइट्रोजन पेराक्साइड नाइट्रिक आक्साइड NO में परिणत हो जाता है। यह नाइट्रिक आक्साइड वायु के आक्सिजन को ग्रहण कर फिर NO_2 में परिणत हो जाता है। इस प्रकार सैद्धान्तिक रूप से नाइट्रोजन पेराक्साइड की अल्प मात्रा ही अपरिमित सल्फ़र डाइ-आक्साइड को सल्फ़र ट्राइ-आक्साइड में परिणत कर सकती है

किन्तु व्यवहार में ऐसा नहीं होता। समय समय पर नाइट्रोजन पेराक्साइड तैयार करने की आवश्यकता होती है। शोरे पर गन्धकाम्ल की क्रिया से नाइट्रिक अम्ल प्राप्त होता है और इस नाइट्रिक अम्ल पर SO_2 की क्रिया से NO_2 बनता है।

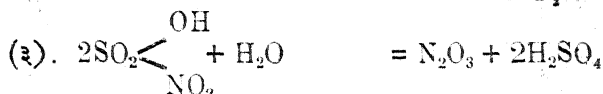
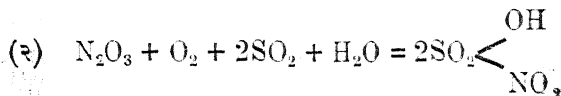
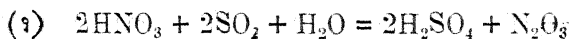
$$2HNO_3 + SO_2 = H_2SO_4 + NO_2$$

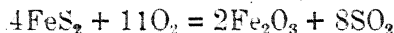
$$NO_2 + SO_2 + H_2O = H_2SO_4 + NO$$

$$2NO + O_2 = 2NO_2$$

यदि जल-वाष्प की मात्रा कम है तो नाइट्रो-सल्फ़ोनिक अम्ल के श्वेत $SO_2<^{OH}_{NO_2}$ मणिभ बनते हैं। लुंगे के मतानुसार गन्धकाम्ल की बनावट में वास्तविक माध्यम N_2O_3 है और इस क्रिया में नाइट्रो-सल्फुरिक अम्ल बनकर तब यह गन्धकाम्ल में विच्छेदित हो जाता है।

$$(१) \quad 2HNO_3 + 2SO_2 + H_2O = 2H_2SO_4 + N_2O_3$$

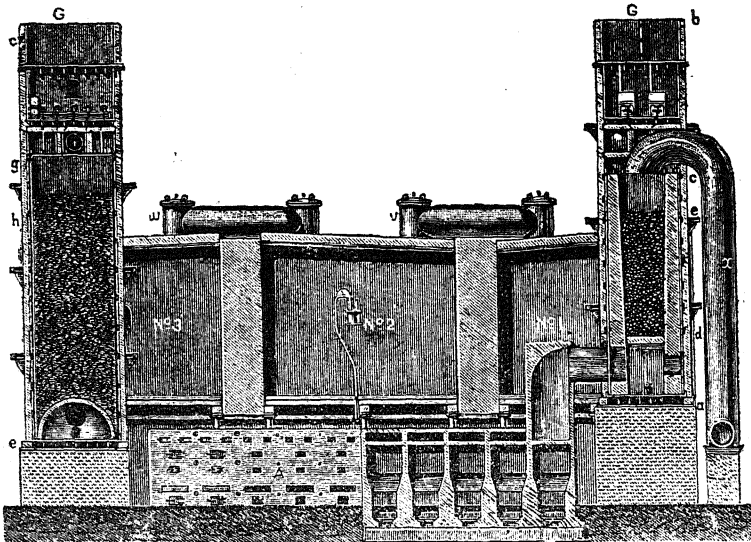
$$(२) \quad N_2O_3 + O_2 + 2SO_2 + H_2O = 2SO_2<^{OH}_{NO_2}$$

$$(३). \quad 2SO_2<^{OH}_{NO_2} + H_2O = N_2O_3 + 2H_2SO_4$$

प्राकृतिक आयर्न सल्फ़ाइड के जलने से सल्फ़र डाइ-आक्साइड इस प्रकार प्राप्त होता है।

$$4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

यह पर्याप्त वायु में भट्टे में जलाया जाता है ताकि इस का सारा गन्धक पूर्ण रूप से जल जाय। आयर्न सल्फ़ाइड वा गन्धक, जो प्रयुक्त होते हैं, बीच बीच में भट्टे में डाले जाते हैं। इन भट्टों के द्वारा वायु खींची जाती है और चिमनी के द्वारा इस वायु के खींचाव की न्यूनाधिक व्यवस्था की जाती है। न्यून दबाव पर बोयालर में जलवाष्प तैयार होता है और इस रीति से कक्षों में प्रवेश करता है कि अन्य पदार्थों से ये पूर्ण रूप से मिश्रित हो जांय।

उपरोक्त रीति से प्रस्तुत सामान बड़े बड़े कक्षों में लाये जाते हैं जहां वे एक दूसरे के संसर्ग में आते हैं। साधारणतः इस प्रकार के तीन कक्ष होते हैं जिनकी पूर्ण समाई एक लाख से डेढ़ लाख घन फुट तक होती है। इन कक्षों के एक छोर से दूसरे छोर तक जाने में गैसों को प्रायः ३ घण्टे लगते है। इन कक्षों की दीवारें और गचें काठ पर मढ़े हुए सीस धातु के पत्तर की बनी होती है। जितने समाहरण का गन्धकाम्ल इन कक्षों में बनती है उतने की सीस धातु पर कोई क्रिया नहीं होती। ये कक्ष इतने ठंढे रखे जाते हैं कि गन्धकाम्ल द्रवीभूत हो उनकी गचों पर एकत्रित होता और समय समय पर निकाल लिया जाता है।

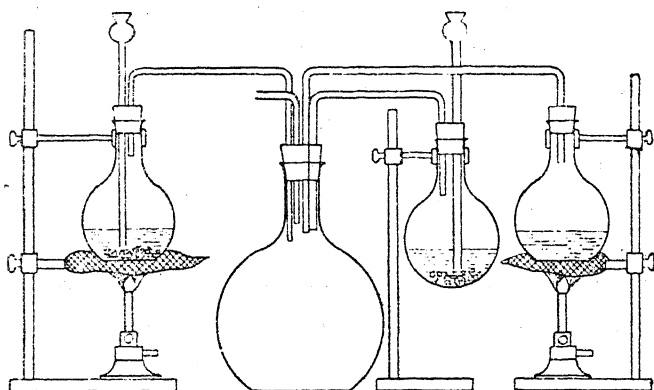
भट्टों से निकलकर सल्फ़र डाइ-आक्साइड और वायु ग्लभर मीनार में प्रवेश करती है। यह मीनार चकमक पत्थरों से भरा होता है और इस में

चित्र ७३

ऊपर से (१) गे-लूसक मीनार का अम्ल और (२) कक्षों का तनु अम्ल टपकता है। यहां गे-लूसक मीनार के अम्ल से नाइट्रोजन का आक्साइड निकल जाता और गैसों की उष्णता से तनु अम्ल बहुत कुछ समाहृत हो जाता है। इस मीनार से निकलकर गैसें कक्षों में प्रवेश करती हैं। यहां जल-वाष्प के संसर्ग से क्रियाएं होती और गन्धकाम्ल बनकर गचों पर द्रवीभूत हो इकट्ठा होता है। ऐसे गन्धकाम्ल का विशिष्ट घनत्व १·६ होता है और इस में प्रतिशत प्रायः ७० भाग तक गन्धकाम्ल का रहता है।

इन कक्षों से बाहर निकलने पर गैसें गे-लूसक मीनार में प्रवेश करती हैं और यहां इन के नाइट्रोजन आक्साइड रोक रखे जाते हैं ताकि ये हवा में मिलकर नष्ट न हो जांय और फिर उपयोग में आ सकें। इस मीनार में कोक भरा रहता है और ऊपर से समाहृत गन्धकाम्ल (विशिष्ट घनत्व १·७८) टपकता है ताकि नाइट्रोजन के आक्साइड इस में शोषित हो जांय। इसी गन्धकाम्ल को ग्लभर मीनार में टपकाकर इसके नाइट्रोजन के आक्साइडों को फिर काम में लाते हैं और गन्धकाम्ल को और अधिक समाहृत करते हैं।

इस रीति से प्राप्त समाहृत गन्धकाम्ल में गन्धकाम्ल की मात्रा प्रतिशत ८० से अधिक नहीं होती। इससे अधिक समाहृत अम्ल इन कक्षों में नहीं तैयार होता क्योंकि इससे अधिक समाहृत होने से सीस के पत्तर शीघ्रता से आक्रान्त होते हैं। कांच वा प्लाटिनम के भपके में गाढ़ा करने से यह गाढ़ा हो जाता और प्रतिशत ९५ से ९८ भाग तक गन्धकाम्ल का प्राप्त होता है। इस से अधिक गाढ़ा इस विधि से भी प्राप्त नहीं हो सकता। बिलकुल शुद्ध गन्धकाम्ल में सल्फर ट्राइ-आक्साइड डालकर ०° श तक ठंढ़ा करते हैं। इस से शुद्ध गन्धकाम्ल के मणिभ निकल आते हैं। यह मणिभ १०° श पर पिघलते हैं।

रसायनशाला में निर्माण। गन्धकाम्ल के निर्माण की उपर्युक्त विधि इस प्रकार रसायनशाला में कार्यान्वित की जा सकती है। चौड़े मुंह का एक बड़ा फ्लास्क लेकर उस में एक काग लगा दो। इस काग में पांच छेद हो और पांचों छेदों में कांच नली लगी हो। एक नली से सल्फ़र डाइ-

आक्साइड प्रवेश करता है। दूसरी नली से आक्सिजन वा वायु प्रवेश करती है। तीसरी नली से नाइट्रोजन पेराक्साइड वा नाइट्रिक आक्साइड प्रवेश

चित्र ७४

करता है और चौथी से जलवाष्प। पांचवीं नली फ्लास्क को केवल हवा से खुला रखती है। इन सब गैसों को फ्लास्क में प्रविष्ट कराने से गन्धकाम्ल बनकर फ्लास्क में द्रवीभूत होता है। अब यदि जलवाष्प को प्रवेश करने से कुछ देर के लिये रोक रखें तो नाइट्रो-सल्फ़ोनिक अम्ल के मणिभ फ्लास्क के पार्श्व में देख पड़ेंगे। फ्लास्क में द्रवीभूत द्रव की परीक्षा से मालूम होगा कि यह गन्धकाम्ल है।

स्पर्श विधि। उपर्युक्त विधि के अतिरिक्त एक और विधि से गन्धकाम्ल का निर्माण होता है। इस विधि को 'स्पर्श विधि' कहते हैं क्योंकि यहां स्पंजी प्लाटिनम के स्पर्श से सल्फ़र डाइ-आक्साइड वायु के आक्सिजन के साथ मिलकर सल्फ़र ट्राइ-आक्साइड बनता है। इस विधि में भी आयर्न सल्फ़ाइड वा गन्धक को जलाकर सल्फ़र डाइ-आक्साइड प्राप्त करते हैं। इस सल्फ़र डाइ-आक्साइड को बहुत सावधानी से शुद्ध करना होता है जिस से इस में आक्सिजन और नाइट्रोजन के अतिरिक्त और कोई पदार्थ धूलकण वा

आर्सैनिक इस में न रह जाय क्योंकि इनकी उपस्थिति से स्पंजी प्लाटिनम की सक्रियता बहुत कुछ नष्ट हो जाती है। इन गैसों को शुद्ध करने के लिये इन्हें पहले धूल-कक्ष में ले जाते हैं। यहां इन गैसों पर जलवाष्प फेंका जाता है। इस से धूल के कणों के साथ साथ गन्धकाम्ल भी दूर हो जाता है। इस के बाद इन गैसों को ठंढ़ा करते हैं और ऐसे मीनारों में नीच से प्रवेश कराते हैं जिनमें ऊपर से जल की धारा गिरती रहती है। इस से ये गैसें ठंढी हो जाती है और इन के और भी मल दूर हो जाते हैं। इन गैसों को तब लोहे के वर्तुल में प्रवेश कराते हैं जिस में कई उर्ध्वाधार लोहे के नल लगे रहते हैं। इन नलों में स्पंजी प्लाटिनम रखा रहता है। इन नलों के बाहर से गैसें ऊपर उठती हैं और फिर ऊपर से इन नलों में प्रवेश कर नीचे की ओर आती हैं। इन नलों में सल्फ़र डाइ-आक्साइड और आक्सिजन के बीच क्रियाएं होती हैं। इस क्रिया में बहुत ताप निकलता है। इस का तापक्रम ४००°–४५०° श होना चाहिये अन्यथा क्रिया सुचारु रूप से संचालित नहीं होती। इन नलों के बाहर से जो गैसें जाती हैं वे नलों के तापक्रम को कम करती हैं ताकि इनका तापक्रम ४५०° श के ऊपर न हो जाय और स्वयं प्रायः ४५०° श तक तप्त हो जाती हैं। इन गैसों के बीच क्रिया होने के लिये इस तापक्रम तक तप्त होना अत्यावश्यक है। इन नलों से जो क्रिया-फल बाहर निकलता है उसे प्रतिशत ९८ भाग समाहृत गन्धकाम्ल में प्रविष्ट कराने से सल्फ़र ट्राइ-आक्साइड उस में शोषित हो जाता। इस गन्धकाम्ल को इसी समाहरण पर स्थित रखने के लिये समय समय पर जल वा तनु गन्धकाम्ल उस में डालते हैं। इस प्रकार सारा सल्फ़र ट्राइ-आक्साइड समाहृत गन्धकाम्ल में परिणत हो जाता है।

ऊपरोक्त रीति से गन्धकाम्ल में बिना जल डाले सल्फ़र ट्राइ-आक्साइड के शोषण से जो गन्धकाम्ल बनता है उसे सधूम गन्धकाम्ल कहते हैं। इस में सल्फ़र ट्राइ-आक्साइड की मात्राएं भिन्न भिन्न हो सकती हैं। यह सधूम गन्धकाम्ल अनेक व्यापारिक यौगिकों के निर्माण में व्यवहृत होता है। ऐसा दिखाई पड़ता है कि सीस कक्ष विधि के स्थान को स्पर्श विधि शीघ्रही ले

लेगी। कक्ष विधि से तुलना करने पर स्पर्श विधि में निम्न दोष देख पड़ते हैं:—

(१) सल्फ़र डाइ-आक्साइड और वायु को शुद्ध करने के लिये विशेष यत्न की आवश्यकता होती है क्योंकि इन्हें शुद्ध न करने से स्पंजी प्लाटिनम शीघ्र ही निष्क्रिय हो जाता है।

(२) प्लाटिनम बहुमूल्य धातु है। अन्य प्रवर्तक जैसे फेरिक आक्साइड भी प्रयुक्त हुये हैं किन्तु ये उतने सक्रिय नहीं होते।

(३) तापक्रम को ४००° श से ४५०° श पर रखने के लिये विशेष निरीक्षण की आवश्यकता होती है। यदि तापक्रम नीचा होता है तब संयोजन बहुत धीरे धीरे होता है और यदि ऊंचा होता है तब सल्फ़र डाइ-आक्साइड का कुछ अंश अपरिवर्तित रह जाता है।

स्पर्श विधि में निम्न गुण हैं :—

(१) इस से बहुत शुद्ध अम्ल प्राप्त होता है।

(२) अनेक रंगों के निर्माण में सधूम गन्धकाम्ल की आवश्यकता होती है। कक्षविधि से यह गन्धकाम्ल प्राप्त नहीं हो सकता।

कक्ष विधि के दोष ये हैं :—

(१) इस से तनु गन्धकाम्ल प्राप्त होता है और इसे अलग समाहृत करना पड़ता है।

(२) इस विधि से प्राप्त गन्धकाम्ल शुद्ध नहीं होता।

इस विधि में निम्न गुण हैं :—

(१) इस विधि से कम मूल्य में अम्ल प्राप्त होता।

(२) तैयार करने के समय इस में किसी विशेष निरीक्षण की आवश्यकता नहीं होता।

(३) अनेक उद्यौगिक कामों के लिये इस रीति से प्राप्त अम्ल पर्याप्त शुद्ध होता है।

व्यापारिक अम्ल की अशुद्धियां। व्यापारिक अम्ल में जल के अतिरिक्त लेड सल्फ़ेट, आर्सैनिक, और नाइट्रोजन के आक्साइड रह सकते हैं। समाहृत करने के सीस के कड़ाहों पर गन्धकाम्ल की क्रिया से लेड सल्फ़ेट

इस में आ जाता है। ऐसे गन्धकाम्ल को तनु करने से इस में श्वेत धुंधलापन आ जाता है क्योंकि लेड सल्फ़ेट यद्यपि समाहृत गन्धकाम्ल में विलेय होता है किन्तु तनु गन्धकाम्ल में अविलेय होने के कारण अवक्षिप्त हो जाता है।

आयर्न सल्फ़ाइड से आर्सैनिक आ जाता है। मार्श के परीक्षण से इसकी उपस्थिति का पता लगता है। बोतल में गन्धकाम्ल को रखकर ज़ोरों से हिलाकर पोटासियम आयोडाइड स्टार्च काग़ज़ को अम्ल के ऊपर रखने से यदि यह काग़ज़ नीला हो जाय तब नाइट्रोजन के आक्साइडों के अस्तित्व का पता लगता है क्योंकि नाइट्रोजन के उच्च आक्साइड पोटासियम आयोडाइड से आयोडीन मुक्त करते हैं और यह आयोडीन स्टार्च को नीला करता है। इन मैलों को इस प्रकार दूर करते हैं :—

गन्धकाम्ल को तनु करके उस में थोड़ा बेरियम सल्फ़ाइड डालते हैं। तनु करने से अधिकांश लेड सल्फ़ेट अवक्षिप्त हो जाता। बेरियम सल्फ़ाइड गन्धकाम्ल के द्वारा विच्छेदित हो अविलेय बेरियम सल्फ़ेट में परिणत हो जाता और हाइड्रोजन सल्फ़ाइड मुक्त होता है। यह हाइड्रोजन सल्फ़ाइड आर्सैनिक और बचे हुये लेड को क्रमशः आर्सैनिक सल्फ़ाइड और लेड सल्फ़ाइड में अवक्षिप्त कर देता है। अविलेय पदार्थों को थिराने के लिये छोड़ दिया जाता है और तब अम्ल को निथार कर स्रवित किया जाता है। पहले तनु अम्ल निकलता है जिसमें नाइट्रोजन के आक्साइड मिले रहते हैं। जब इसका क्वथनाङ्क ३३८° श पर पहुंच जाता है तब ग्राहक को बदलकर अम्ल एकत्रित करते हैं। इस अम्ल में प्रतिशत १·५ भाग तक जल का रहता है अन्यथा यह बिलकुल शुद्ध होता। इस जल को ऊपर दी हुई विधि से दूर करते हैं।

गुण। गन्धकाम्ल बिलकुल रंगहीन भारी सान्द्र द्रव होता है। इस अम्ल का विशिष्ट घनत्व ०° श पर १·८५४ होता है। यह ३३८° श पर खौलता और कुछ कुछ सल्फर ट्राइ-आक्साइड और जल में विच्छेदित हो जाता है। इस प्रकार विच्छेदित होने से इस में प्रतिशत १·५ भाग तक जल का आ जाता है। प्रतिशत ६८·५ भाग गन्धकाम्ल बिना किसी परिवर्तन के

स्त्रवित होता है ।

इसमें जल के शोषण की क्षमता बहुत प्रबल है । वायु की आर्द्रता को शीघ्र ही खींच लेता है । कार्बनिक पदार्थों के जल को भी खींच लेने के कारण उन्हें यह विच्छेदित कर देता है । इस प्रकार काठ, कागज़, चीनी और अन्यान्य कार्बनिक पदार्थ इस से झुलस जाते हैं । फ़ौरमिक अम्ल, आक्ज़लिक अम्ल, कार्बन मनाक्साइड, कार्बन डाइ-आक्साइड और एथिलीन बनते हैं । इस गुण के कारण कुछ गैसों को पूर्ण रूप से शुष्क करने के लिये बोतलों में और द्रव और घन यौगिकों को शुष्क करने के लिये शुष्ककारकों में गन्धकाम्ल व्यवहृत होता है ।

गन्धकाम्ल और जल के मिलाने से बहुत अधिक ताप निकलता है और इससे तापक्रम बहुत बढ़ जाता है । इस से इसके आयतन में न्यूनता भी होती है । आयतन में सब से अधिक न्यूनता एक अणु गन्धकाम्ल के दो अणु जल के साथ मिलाने से होती है । ऐसे मिश्रण में प्रतिशत ८ भाग जल का रहता है । ऐसा समझा जाता है कि यह मिश्रण वस्तुत: $H_2SO_4\ 2H_2O$ सूत्र का यौगिक है । भिन्न भिन्न अनुपात में जल के साथ गन्धकाम्ल अनेक हाइड्रेट बनता है । इन में कुछ हाइड्रेटों की प्रकृति जैसे $H_2SO_4H_2O$, $H_2SO_42H_2O$ की निश्चित है और कुछ की नहीं ।

गन्धकाम्ल को गरम करने से यह वाष्प में परिणत हो जाता और वाष्प के गरम करने से यह जल और सल्फ़र ट्राइ-आक्साइड में विच्छेदित हो जाता है । लगभग ४५०° श पर यह विच्छेदन प्रायः पूर्ण हो जाता है क्योंकि इस तापक्रम पर इसके वाष्प का घनत्व H_2SO_4 का जितना होना चाहिये उसका आधा रहता है । अनेक ऐसे पदार्थ हैं (अमोनियम क्लोराइड, फ़ास्फ़रस पेन्टाक्साइड) जिनके वाष्प का घनत्व उच्च तापक्रम पर उनके विच्छेदित हो जाने से उन के सिद्ध घनत्व से भिन्न होते हैं । ऐसे पदार्थों के सम्बन्ध में कहते हैं कि इनके वाष्प का घनत्व अप्राकृतिक है ।

गन्धकाम्ल कुछ कुछ आक्सीकारक होता है । चूंकि उच्च तापक्रम पर ही यह आक्सिजन में विच्छेदित हो सकता है अतः समाहृत और तप्त गन्धकाम्ल

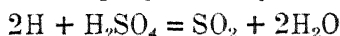
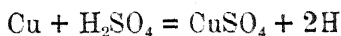
में ही आक्सीकरण का गुण होता है । अनेक धातुएं (ताम्र, पारद इत्यादि) और अधातुएं (कार्बन, गन्धक इत्यादि) इस से आक्सीकृत हो जाती हैं।

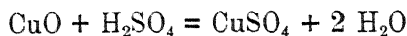
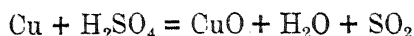
धातुओं पर गन्धकाम्ल की क्रिया।

यशद, लोहा, मैगनीसियम और कैडमियम सदृश धातुओं पर हलके गन्धकाम्ल की क्रिया से हाइड्रोजन निकलता है और इन धातुओं के सल्फेट बनते हैं। सीस, ताम्र, रजत और पारद धातुओं पर तनु गन्धकाम्ल की कोई क्रिया नहीं होती। समाहृत गन्धकाम्ल की भी शीतलावस्था में सिवा कुछ बुलबुले निकलने के और कोई क्रिया इन धातुओं पर नहीं होती किन्तु तप्तावस्था में उन से हाइड्रोजन से मिला हुआ सल्फ़र डाइ-आक्साइड निकलता है और धातुओं का सल्फ़ेट बनता है । स्वर्ण और प्लाटिनम पर तप्त समाहृत गन्धकाम्ल की भी कोई क्रिया नहीं होती । ताम्र के साथ जो क्रिया होती है उसका समीकरण यह है:—

$$Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O + SO_2$$

यह क्रिया कैसे होती है इस सम्बन्ध में दो मत हैं। एक मत के अनुसार ताम्र पर गन्धकाम्ल की क्रिया से हाइड्रोजन बनता है और यह नवजात हाइड्रोजन गन्धकाम्ल को लघ्वीकृत कर सल्फ़र डाइ-आक्साइड और जल में परिणत कर देता है।

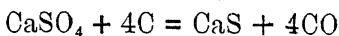
$$Cu + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H$$
$$2H + H_2SO_4 = SO_2 + 2H_2O$$

दूसरे मत के अनुसार ताम्र पर गन्धकाम्ल की क्रिया से पहले कापर आक्साइड और सल्फ़र डाइ-आक्साइड बनता है और यह कापर आक्साइड तब और गन्धकाम्ल में घुलकर कापर सल्फ़ेट में परिणत हो जाता है।

$$Cu + H_2SO_4 = CuO + H_2O + SO_2$$
$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2\,H_2O$$

गन्धकाम्ल का प्रयोग। ली-ब्लांक विधि से सोडा के निर्माण में व्यवहृत होता है । टर्की रेड तेलों के निर्माण में काम आता है । सधूम

गन्धकाम्ल रंगों के व्यवसाय में प्रयुक्त होता है। नाइट्रिक अम्ल के साथ साथ यह विस्फोटक पदार्थों के निर्माण में प्रयुक्त होता है। नाइट्रिक अम्ल, हाइड्रो-क्लोरिक अम्ल, मैगनीसियम सल्फ़ेट, कापर सल्फ़ेट, कृत्रिम खाद, फ़ास्फ़रिक अम्ल, फ़ेरस सल्फ़ेट और फिटकरी के निर्माण में बहुत अधिक मात्रा में काम में आता है।

सल्फ़ेट। साल्फुरिक अम्ल (गन्धकाम्ल) द्विभास्मिक अम्ल है अतः इस से दो श्रेणियों के लवण बनते हैं। एक सामान्य लवण जैसे Na_2SO_4 और दूसरा आम्लिक लवण जैसे $NaHSO_4$। अधिकांश सल्फ़ेट जल में विलेय होते हैं। लेड सल्फ़ेट, $PbSO_4$, बेरियम सल्फ़ेट $BaSO_4$, और स्ट्रांशियम सल्फ़ेट $SrSO_4$ ही केवल अविलेय होते हैं। कालसियम सल्फ़ेट $CaSO_4$ कठिनता से घुलता है। शेष सब सल्फ़ेट जल में विलेय होते हैं।

धातुओं को वा उनके आक्साइडों वा हाइड्राक्साइडों वा कार्बनेटों को गन्धकाम्ल में घुलाने से उनके सल्फ़ेट प्राप्त होते हैं। जो सल्फ़ेट अविलेय होते हैं उनकी धातुओं के विलेय लवणों में गन्धकाम्ल डालकर उनके सल्फ़ेटों को अवक्षिप्त कर प्राप्त करते हैं। विलेय सल्फ़ेटों के विलयन में बेरियम क्लोराइड के विलयन डालने से बेरियम का अविलेय सल्फ़ेट शीघ्रही अव-क्षिप्त हो जाता है। इस प्रकार विलेय सल्फेटों के अस्तित्व का पता भी लगता है। अविलेय सल्फ़ेटों को कोयले के साथ गरम करने से वे सल्फ़ाइड में परिणत हो जाते हैं।

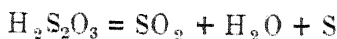
$$CaSO_4 + 4C = CaS + 4CO$$

इस प्रकार से प्राप्त सल्फ़ाइड रजतमुद्रा पर जल की उपस्थिति में सिल्वर सल्फ़ाइड का काला धब्बा उत्पन्न करता है।

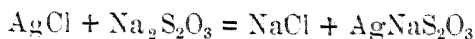
थायो-सल्फुरिक अम्ल।

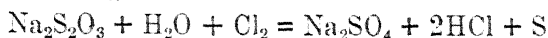
$H_2S_2O_3$

थायो-सल्फुरिक अम्ल शुद्धावस्था में प्राप्त नहीं हो सका है। इस के लवणों पर खनिज अम्लों की क्रिया से यह बहुत तनु विलयन में प्राप्त होता

है किन्तु अधिक अस्थायी होने के कारण शीघ्रही निम्न समीकरण के अनुसार बिच्छेदित हो जाता है।

$$H_2S_2O_3 = SO_2 + H_2O + S$$

इसके लवण अधिक स्थायी होते हैं। सोडियम थायो-सल्फ़ेट, 'हाइपो सल्फ़ाइट आफ सोडा' वा केवल 'हाइपो' के नाम से फोटोग्राफी में बहुत अधिक प्रयुक्त होता है क्योंकि इस में रजत के हैलोजनीय लवणों को घुलाने की क्षमता होती है। यहां क्रिया इस प्रकार होती है।

$$AgCl + Na_2S_2O_3 = NaCl + AgNaS_2O_3$$

यह क्लोरीन-नाशक के रूप में क्लोरीन से विरंजित वस्तुओं से क्लोरीन के अन्तिम लेशों को दूर करने के लिये भी व्यवहृत होता है।

$$Na_2S_2O_3 + H_2O + Cl_2 = Na_2SO_4 + 2HCl + S$$

सोडियम थायो-सल्फेट साधारणतः सोडियम सल्फ़ाइट के विलयन को गन्धक के साथ उबालने से प्राप्त होता है।

$$Na_2SO_3 + S = Na_2S_2O_3$$

थायो-सल्फुरिक अम्ल के लवणों के विलयन में किसी खनिज अम्ल के तनु विलयन के डालने से उन से सल्फ़र डाइ-आक्साइड निकलता है और साथ ही बारीक गन्धक भी अवक्षिप्त होता है। इस रीति से थायो-सल्फुरिक अम्ल के अस्तित्व का ज्ञान होता है।

$$Na_2S_2O_3 + 2HCl = 2NaCl + SO_2 + S + H_2O$$

गन्धक के आक्सी-क्लोराइड।

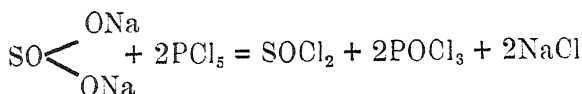
गन्धक के तीन आक्सी-क्लोराइड होते हैं। एक को थायोनिल क्लोराइड ($SOCl_2$), दूसरे को सल्फुरिल क्लोराइड (SO_2Cl_2) और तीसरे को पाइरो-सल्फुरिल क्लोराइड ($S_2O_5Cl_2$) कहते हैं।

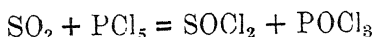
थायोनिल क्लोराइड।

$$SOCl_2$$

यह सोडियम सल्फ़ाइट पर फ़ास्फरस पेन्टा-क्लोराइड की क्रिया से प्राप्त

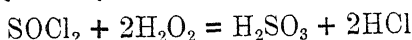
होता है।

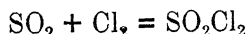
$$SO\left<\begin{matrix}ONa\\ONa\end{matrix}\right. + 2PCl_5 = SOCl_2 + 2POCl_3 + 2NaCl$$

वा फ़ास्फ़रस पेन्टा-क्लोराइड पर शुष्क सल्फ़र डाइ-आक्साइड की क्रिया से प्राप्त होता है।

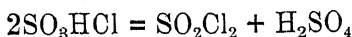
$$SO_2 + PCl_5 = SOCl_2 + POCl_3$$

यह रंगहीन और बहुत ही वर्तनशील द्रव होता है। यह हवा में धूम देता है। इसकी गन्ध कटु और अरुचिकर होती है। यह ७८° श पर खौलता है। जल के द्वारा शीघ्रही विच्छेदित हो सल्फुरस अम्ल और हाइड्रो-क्लोरिक अम्ल में परिणत हो जाता है।

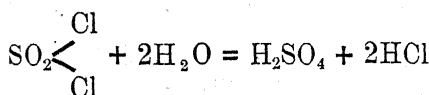
$$SOCl_2 + 2H_2O_2 = H_2SO_3 + 2HCl$$

सल्फुरिल क्लोराइड

SO_2Cl_2

यह चमकीले सूर्य्य-प्रकाश की सहायता से सल्फ़र डाइ-आक्साइड और क्लोरीन के सीधे संयोग से प्राप्त होता है।

$$SO_2 + Cl_2 = SO_2Cl_2$$

क्लोर-सल्फ़ोनिक अम्ल (SO_3HCl) को बन्द नली में कुछ घन्टों तक २००° श तक गरम करने से भी प्राप्त होता है।

$$2SO_3HCl = SO_2Cl_2 + H_2SO_4$$

यह रंगहीन द्रव है। इसका विशिष्ट घनत्व १.६६ होता है। यह आर्द्र वायु में धूम देता है और ७०° श पर खौलता है। जल के द्वारा गन्धकाम्ल और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में विच्छेदित हो जाता है।

$$SO_2\left<\begin{matrix}Cl\\Cl\end{matrix}\right. + 2H_2O = H_2SO_4 + 2HCl$$

अभ्यासार्थ प्रश्न ।

१. (१) सोडियम हाइड्राक्साइड, (२) आम्लिक पोटासियम परमैंगनेट, (३) आम्लिक पोटासियम डाइ-क्रोमेट, (४) आयोडीन, और (५) नाइ-ट्रिक अम्ल पर सल्फ़र डाइ-आक्साइड की क्या क्रियाएं होती है उन्हें समी-करण द्वारा प्रगट करो ।

२. तांबे पर उष्ण समाहृत गन्धकाम्ल की जो क्रिया होती है उसे समीकरण के द्वारा प्रगट करो । १० ग्राम तांबे से २७° श और ७५० मम. दबाव पर कितना आयतन गैस का प्राप्त होगा ?

३. गन्धक के तीन रूपान्तरों को कैसे प्राप्त करोगे ? वायु के आधिक्य में यदि गन्धक जलावें और इस प्रकार से बनी गैस को पहले प्लाटिनम युक्त अस्बेस्टस पर ले जांय, फिर जल में ले जांय तो जो क्रियाएं होंगी उनका वर्णन करो। इस रीति से जो द्रव प्राप्त होगा उसकी प्रकृति कैसे निर्धारित करोगे ?

४. रसायनशाला में सल्फ़र डाइ-आक्साइड कैसे प्राप्त होता है ? अधिक मात्रा में कैसे इसका निर्माण होता है ? गन्धकाम्ल के निर्माण और उसके प्रयोग का वर्णन करो ।

५. रासायनिक धन्धों में गन्धकाम्ल बहुत महत्व का समझा जाता है इस का क्या कारण है ?

६. निम्न वस्तुओं पर जब गन्धकाम्ल कार्य करता है तब किस दशा में क्या परिवर्तन होता है उसका सविस्तर वर्णन करो ।

(१) यशद, (२) ताम्र, (३) अमोनिया, (४) पोटासियम हाइड्राक्साइड, (५) अलकोहल, (६) ईख की शर्करा ।

७. स्पर्श विधि से गन्धकाम्ल के निर्माण का वर्णन करो । इस विधि में कौन कौन शर्तें आवश्यक हैं ? गन्धकाम्ल की आक्सीकारक और लघ्वीकारक क्रियाओं का वर्णन करो ।

८. स्पर्श विधि से गन्धकाम्ल के निर्माण में क्या क्या गुण और क्या क्या दोष हैं ? कक्ष विधि से गन्धकाम्ल के निर्माण में क्या क्या क्रियाएं होती हैं । नाइट्रस गैसों को वायुमण्डल में जाने से रोकने के लिये क्या यत्न होता है ?

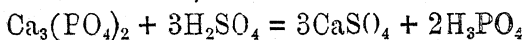
परिच्छेद २८

फ़ास्फ़रस ।

इतिहास । हैमबर्ग का ब्रैण्ड नामक एक डाक्टर इस तत्त्व का आविष्कारक समझा जाता है । उसने मूत्र को समाहृत करके और फिर उसे बालू के साथ स्रवित करके इसे प्राप्त किया था । यह विधि कुछ दिनों तक गुप्त रही । रौबर्ट बायल ने १६८० ई० में इसे प्राप्त करने की विधि का पता लगाया किन्तु वह विधि भी इनकी मृत्यु के बाद ही प्रकाशित हुई । सन १७७१ ई० तक यह तत्त्व दुष्प्राप्य रासायनिक पदार्थों में एक समझा जाता था । इसी वर्ष में शील ने इसे हड्डी की राख से प्राप्त करने की बिधि निकाली जिससे इसका प्राप्त होना सुलभ हो गया । १९वीं सदी में जब दियासलाई बनने लगी तब से इस का निर्माण अधिक मात्रा में आरम्भ हुआ ।

उपस्थिति । फ़ास्फ़रस मुक्तावस्था में नहीं पाया जाता । प्रधानतः कालसियम फ़ास्फ़ेट $Ca_3(PO_4)_2$ के रूप में यह बहुत विस्तार में पाया जाता है । अपेटाइट नामक खनिज का [क्लोर-अपेटाइट $Ca_3(PO_4)_2$, $CaCl_2$ और फ्लोर अपेटाइट $Ca_3(PO_4)$, CaF_2] और हड्डी की राख का यह एक आवश्यक अवयव है । उर्वरा भूमि में यह रहता है और पौधों की बृद्धि के लिये अत्यावश्क होता है । उद्भिजों से यह प्राणियों में प्रवेश करता है और प्रधानतः उनके मूत्र, अस्थि और मस्तिष्क में विद्यमान रहता है । हड्डी में प्रतिशत प्रायः ६० भाग तक कालसियम फ़ास्फ़ेट का रहता है । कालसियम फ़ास्फ़ेट के कारण ही हड्डी में दृढ़ता होती है ।

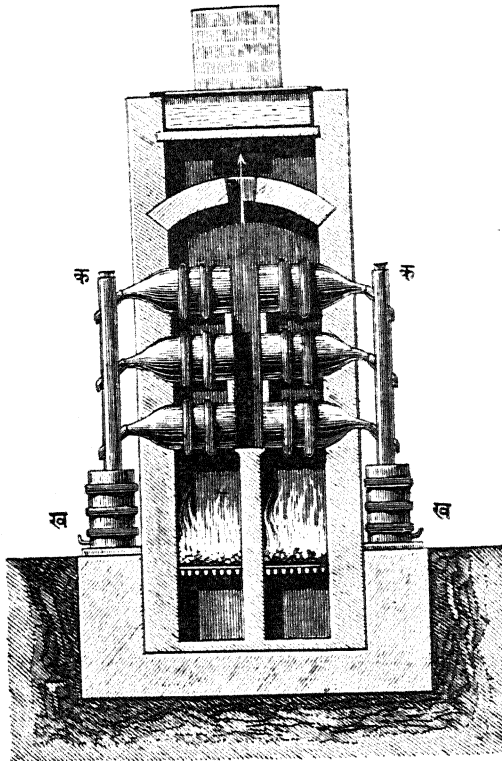
फ़ास्फ़रस का निर्माण । फ़ास्फ़रस प्रधानतः हड्डी की राख से प्राप्त होता है । महीन हड्डी की राख को बड़े बड़े काठ के पात्रों में गन्धकाम्ल (विशिष्ट घनत्व १·५ से १·६) के द्वारा विच्छेदित करते हैं ।

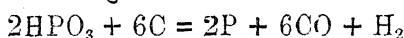
$$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 3CaSO_4 + 2H_3PO_4$$

विच्छेदन पूर्ण हो जाने पर क्रिया-फल को कोयले पर छानते हैं। इससे कालसियम सल्फ़ेट फिल्टर पर रह जाता है और फ़ास्फ़रिक अम्ल निकल जाता है।

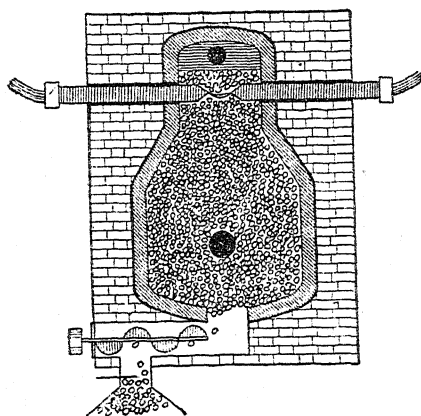
इस द्रव को तब बड़े बड़े कड़ाहों में गाढ़ा करते हैं। जब यह शिरा सा सान्द्र हो जाता है तब इस में कोक वा कोयला डालकर इसे गरम करके सुखा देते हैं। इस से अर्थो-फ़ास्फ़रिक अम्ल H_3PO_4 मिटा-फ़ास्फ़रिक अम्ल

चित्र ७५

HPO_3 में परिणत हो जाता है ।

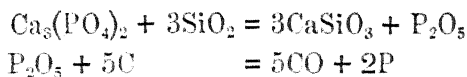
$$H_3PO_4 = HPO_3 + H_2O$$

इस बिधि से प्राप्त दानेदार क्रिया-फल को तब मिट्टी के अनेक रिटार्टों में (चित्र ७५ देखो) रखकर कोयले के साथ रक्त-तप्त करते हैं । इस से निम्न क्रियाएं होकर फ़ास्फ़रस मुक्त होता है ।

$$2HPO_3 + 6C = 2P + 6CO + H_2$$

प्रत्येक रिटार्ट के मुख पर एक लोहे का नल 'क' लगा रहता है । यह नल समकोण नत होता और इसका छोर जल के अन्दर 'ख' में डूबा हुआ होता है । इस नल के द्वारा फ़ास्फ़रस का वाष्प निकलकर जल में जाता है और वहां वायु-शून्य स्थान में द्रवीभूत होता है । इस जल का तापक्रम फ़ास्फ़रस को द्रव अवस्था में रखने के लिये पर्याप्त ऊंचा रखा जाता है । इस द्रव फ़ास्फ़रस को समय समय पर बहा लेते हैं ।

हड्डी की राख से विद्युत्-विधि से भी फ़ास्फ़रस कुछ समय से प्राप्त होने लगा है । इस बिधि को "रेड-मन पारकर रोबिनसन बिधि" कहते हैं । इस बिधिके अनुसार कालसियम फ़ास्फ़ेट को कोयले और बालू के साथ मिश्रित कर-और फिर अन्य कुछ द्रावकों के साथ गरम करके तब विद्युतभट्ठी (चित्र ७६) में विद्युत् आर्क के द्वारा गरम करते हैं। विद्युत् भट्ठी के उच्च तापक्रम पर फास्फेट बालू के द्वारा विच्छेदित हो फ़ास्फ़रस पेन्टाक्साइड बनता है और यह

चित्र ७६

फास्फ़रस पेन्टाक्साइड कोयले के द्वारा लघ्वीकृत हो कार्बन मनाक्साइड और

फ़ास्फ़रस बनता है।

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3SiO_2 = 3CaSiO_3 + P_2O_5$$
$$P_2O_5 + 5C = 5CO + 2P$$

ऊपरोक्त विधियों से प्राप्त फ़ास्फ़रस शुद्ध नहीं होता। इस की मैलों को दूर करने के लिये फ़ास्फ़रस को जल में द्रवित करते हैं और तब केमोयास चमड़े वा टाट में छान लेते हैं, अथवा बहुधा जल, थोड़ा गन्धकाम्ल और पोटासियम बाइ-क्रोमेट मिला देते हैं। इस अन्तिम उपचार से फ़ास्फ़रस की मैलें आक्सीकृत हो जल के ऊपर झाग के रूप में इकट्ठी हो जाती हैं और स्वच्छ वर्णरहित फ़ास्फ़रस पेंदे में रह जाता है। यह द्रवित फ़ास्फ़रस तब सांचों में ढालकर छोटी छोटी बत्तियों के रूप में काटकर बाज़ारों में बिकता है।

गुण। तुरन्त का तैयार और अंधेरे में रखा हुआ फ़ास्फ़रस पारभासक होता है और प्रायः वर्णरहित मोमसा घन होता है किन्तु प्रकाश में यह अपनी पारभासकता शीघ्रही नष्ट कर देता और इस के ऊपर एक अपारदर्शक आवरण चढ़ जाता है। यह आवरण पहले श्वेत, तब पीत, तब कपिल और अन्त में काला हो जाता है। फ़ास्फ़रस सरलता से काटा जा सकता है। इसका विशिष्ट घनत्व १·८ होता है। यह ४४° श पर पिघलता और २६९° श पर खौलता है। यह जल में अविलेय होता है किन्तु कार्बन बाइ-सलफ़ाइड में शीघ्र घुल जाता है।

वायु में यह शीघ्रता से जलने लगता है। इसके काटने से जो ताप उत्पन्न होता है वह इसे प्रज्वलित करने के लिये पर्याप्त होता है। इसी कारण फ़ास्फ़रस सदा जल के अन्दर काटा जाता और जल में ही सदा रखा जाता है। फ़ास्फ़रस को कार्बन बाइ-सलफ़ाइड में घुलाकर निःस्यन्दन पत्र के टुकड़े पर वाष्पीभूत होने के लिये छोड़ देने से फ़ास्फ़रस निःस्यन्दन पर फैल जाता है और तब आक्सीकरण इतना शीघ्र होता है कि इसका तापक्रम फ़ास्फ़रस के ज्वलनाङ्क तक पहुंच जाता है जिस से निःस्यन्दन पत्र अकस्मात् जल उठता है।

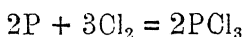
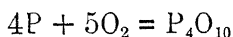
इस के वाष्प का आपेक्षिक घनत्व ६२ है अतः इस का अणुभार १२४

हुआ। चूंके फ़ास्फ़रस का परमाणुभार ३१ है अतः इसके अणु का सूत्र P_4 हुआ। बहुत उच्च तापक्रम पर इसका अणु कुछ कुछ विघटित हो P_2 में परिणत हो जाता है।

फ़ास्फ़रस में एक विशेष गन्ध होती है। यह अँधेरे में चमकता है। इस चमक का पूरा पूरा कारण मालूम नहीं पर यह अवश्य मालूम होता है कि इसका कारण मन्द आक्सीकरण है। ऐसा समझा जाता है कि मन्द आक्सीकरण में ओज़ोन बनता है और यह ओज़ोन इस चमक का कारण है क्योंकि ईथर, तारपीन सदृश पदार्थों की उपस्थिति में, जो ओज़ोन को नष्ट कर देते हैं, यह चमक नहीं होती।

साधारण तापक्रम पर फ़ास्फ़रस फ़्लोरीन, क्लोरीन, ब्रोमीन, आयोडीन, गन्धक और आक्सिजन से ताप और प्रकाश के साथ संयुक्त होता है।

$$4P + 5O_2 = P_4O_{10}$$

$$2P + 3Cl_2 = 2PCl_3$$

यह बहुत विषाक्त होता है। इसके वाष्प से हड्डियों और जबड़ों का क्षय होता है।

फ़ास्फ़रस के तीन रूपान्तर होते हैं। साधारण फ़ास्फ़रस को 'पीत फ़ास्फ़रस' भी कहते हैं। पीत फ़ास्फ़रस के अतिरिक्त रक्त फ़ास्फ़रस और सिन्दूरवर्ण फ़ास्फ़रस और होते हैं।

रक्त फास्फरस। पीत फ़ास्फ़रस को २३०° और २५०° श के बीच ढालवें लोहे के पात्र में वायु के अभाव में गरम करने से रक्त फ़ास्फ़रस प्राप्त होता है। यदि तापक्रम २५०° श से ऊपर हो तो यह परिवर्तन विस्फोटमयी तीव्रता से होता है। आयोडीन की अल्प मात्रा की उपस्थिति में प्रायः २००° श पर ही यह परिवर्तन होता है। रक्त फ़ास्फ़रस के गुणः पीत फ़ास्फ़रस के गुणों से बहुत कुछ भिन्न होते हैं। पीत फ़ास्फ़रस से यह कम सक्रिय होता है। यह बिषाक्त भी नहीं होता। इसका विशिष्ट घनत्व २·१ होता है जो कि पीत फ़ास्फ़रस से अधिक है। यह अँधेरे में चमकता नहीं। कार्बन बाइ-सल्फ़ाइड में अविलेय होता है। साधारण तापक्रम पर

वायु से इस में कोई परिवर्तन नहीं होता। प्रायः २६०° श तक गरम करने से वायु में जलता है। यह पिघलता नहीं है पर वायु की अनुपस्थिति में गरम करने से बाष्प बनकर उड़ जाता है, और वाष्प को शीतल करने से पीत फ़ास्फ़रस में परिणत हो जाता है। रक्त फ़ास्फ़रस को पहले 'अमणिभीय फ़ास्फ़रस' कहा करते थे किन्तु अब मालूम हुआ है कि इस में मणिभीय आकार होता है।

सिन्दूर वर्ण फ़ास्फ़रस। सामान्य फ़ास्फ़रस को फ़ास्फ़रस ट्राइ-क्लोराइड में घुलाकर उबालने से सिन्दूर वर्ण का फ़ास्फ़रस पृथक् हो जाता है। यह रूपान्तर अमणिभीय मालूम होता है। यह भी विषाक्त नहीं होता और न स्वयं वायु में आक्सीकृत ही होता है। यह कापर सल्फ़ेट को लघ्वीकृत कर ताम्र पृथक् कर देता है।

दियासलाई। बहुत समय पहले कमची के अग्र भाग पर पोटासियम क्लोरेट और शकर का मिश्रण लगाकर आग उत्पन्न करते थे। इस कमची के अग्र भाग को समाहृत गन्धकाम्ल में डूबाने से यह जल उठता है। इस के बाद दियासलाई के निर्माण में पीत फ़ास्फ़रस का व्यवहार होने लगा। सलाई के अग्र भाग में अब पीत फ़ास्फ़रस, पोटासियम क्लोरेट और गन्धक का मिश्रण प्रयुक्त होने लगा। ऐसी दियासलाई को 'गन्धकी दियासलाई' कहते हैं। इस प्रकार की दियासलाई में निम्न दोष हैं।

यह दियासलाई किसी भी रुखड़ी तह पर रगड़ने से प्रज्वलित हो जाती है अतः इस से आग लगने की दुर्घटनाएं हो जाने की सम्भावना रहती है। ऐसी दियासलाई के कारखानों में मज़दूर पीत फ़ास्फ़रस से विषयुक्त हो जाते हैं और उस से उनके जबड़े की हड्डियों का क्षय होने लगता है। रक्त फ़ास्फ़रस के आविष्कार के बाद गन्धकी दियासलाई के स्थान में आधुनिक रक्षक दियासलाई का निर्माण आरम्भ हुआ। अनेक देशों में कानून के द्वारा गन्धकी दियासलाई का निर्माण अब बर्जित है। आधुनिक दियासलाई में सलाई की नोक पर पोटासियम क्लोरेट, अन्टीमनी सल्फ़ाइड, पोटासियम डाइ-क्रोमेट और सीस के रक्त आक्साइड का मिश्रण लगा रहता है। यह

सलाई एक विशेष प्रकार की तह पर रगड़ने से ही जलती है। यह तह रक्त फ़ास्फ़रस, अन्टीमनी सल्फाइड, और महीन बालू की बनी होती है। जब उपर्युक्त सलाई इस तह पर रगड़ी जाती है तब इस तह का रक्त फ़ास्फ़रस सलाई के सिर पर चिपक जाता है और पोटासियम क्लोरेट के स्पर्श से जल उठता है। यह ज्वलन तब दियासलाई में फैलता है। सलाई की नोक में दहनशील अन्टीमनी सल्फाइड रहता है जिससे यह आग फैलकर सलाई को पकड़ लेती है और वह जलने लगती है।

फ़ास्फ़रस के हाइड्राइड।

फ़ास्फ़रस के तीन हाइड्राइड होते हैं :—

१. फ़ास्फ़ीन वा गैसीय फ़ास्फ़रेटेड हाइड्रोजन।

२. द्रव फ़ास्फ़रेटेड हाइड्रोजन।

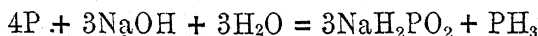
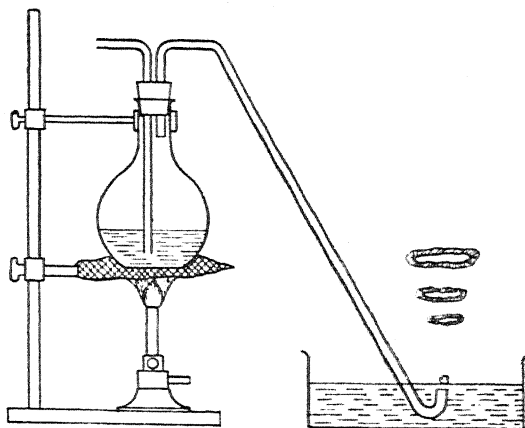
३. घन फ़ास्फ़रेटेड हाइड्रोजन।

इस पुस्तक में केवल फ़ास्फ़ीन का वर्णन होगा।

फ़ास्फ़ीन।

PH_3

तैयार करना। पीत फ़ास्फ़रस को समाहृत सोडियम हाइड्राक्साइड के साथ गरम करने से यह गैस प्राप्त होती है। इस रीति से प्राप्त गैस में द्रव और घन हाइड्राइड के कुछ अंश भी मिले रहते हैं। इस कारण यह स्वयं ज्वलनशील होती है। अतः जिस पात्र में इसे तैयार करना होता है उस में कार्बन डाइ-आक्साइड वा नाइट्रोजन सदृश किसी निष्क्रिय गैस से भर कर तब गरम करते हैं। ज्योंही फ़ास्फ़ीन के बुलबले द्रोणी में जल के बाहर निकलते हैं, यह गैस जल उठती है। इस प्रकार फ़ास्फ़रस पेन्टाक्साइड का श्वेत मण्डल बनता है जिसे वोरटेक्स वलय कहते हैं। यह गैस जल पर इकट्ठी की जा सकती है।

$$4P + 3NaOH + 3H_2O = 3NaH_2PO_2 + PH_3$$

चित्र ७७

गुण । यह वर्णरहित गैस है जिसकी गन्ध बहुत अरुचिकर होती है। –९०° श पर शीतल करने से यह द्रवीभूत हो जाती। यह जल में बहुत कम घुलती है और इस प्रकार घुलकर उदासीन विलयन बनती है । यह बहुत विषाक्त होती है।

फ़ास्फ़ीन में यदि और हाइड्राइड न हो तो यह साधारण तापक्रम पर वायु में न जलेगी। तप्त कांच के डंटल के स्पर्श से फ़ास्फ़ीन जल उठता है। गरम करने से अमोनिया के सदृश यह फ़ास्फ़रस और हाइड्रोजन में विच्छेदित हो जाता है।

अमोनिया के सदृश यह भी हैलोजनीय अम्लों के साथ मिलकर फ़ास्फ़ोनियम लवण बनता है । हाइड्रियोडिक अम्ल के साथ शीघ्रता से फ़ास्फ़ोनियम आयोडाइड बन जाता है। यह फ़ास्फ़ोनियम आयोडाइड भी अमोनियम आयोडाइड के सदृश ही जल में विलेय होता है और शीघ्रता से विघटित हो जाता है। फ़ास्फ़ोनियम आयोडाइड को दाहक सोडे के साथ गरम करने से फ़ास्फ़ीन निकलता है। शुद्ध फ़ास्फ़ीन इसी रीति से प्राप्त होता है। फ़ास्फ़ीन और अमोनिया के गुणों में बहुत कुछ सादृश्य है।

फ़ास्फ़रस के आक्साइड और आक्सी-अम्ल ।

फ़ास्फ़रस के तीन आक्साइड होते हैं । इनके सूत्र P_4O_6, P_2O_4, और P_2O_5 वा P_4O_{10} हैं। इन में फ़ास्फ़रस आक्साइड P_4O_6 और फ़ास्फ़रस पेन्टाक्साइड P_2O_5 अधिक महत्व के हैं।

फ़ास्फ़रस अनेक आक्सी-अम्ल बनता है जिन में फ़ास्फ़रस अम्ल H_3PO_3 वा $P_4O_66H_2O$, अर्थो-फ़ास्फ़रिक अम्ल H_3PO_4 वा $P_2O_53H_2O$, पाइरो-फ़ास्फ़रिक अम्ल $H_4P_2O_7$ वा $P_2O_52H_2O$ और मिटा-फ़ास्फ़रिक अम्ल HPO_3 वा $P_2O_5H_2O$ मुख्य हैं। इन अम्लों के अतिरिक्त दो और हाइपो-फ़ास्फ़रस अम्ल H_3PO_2 और हाइपो-फ़ास्फ़रिक अम्ल $H_4P_2O_6$ मालूम हैं।

फ़ास्फ़रस आक्साइड ।

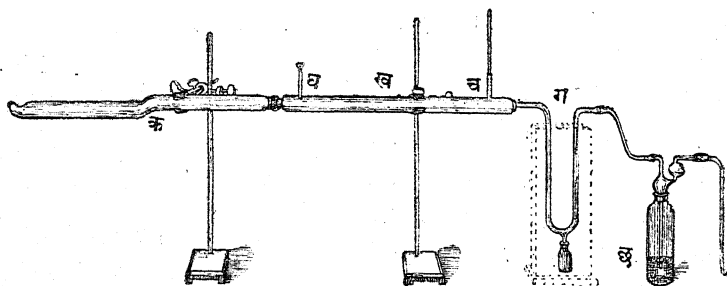
P_4O_6

तैयार करना । साधारण तापक्रम पर वायु में फ़ास्फ़रस के आक्सीकरण वा फ़ास्फ़रस को वायु के परिमित परिमाण में जलाने से यह आक्साइड प्राप्त होता है।

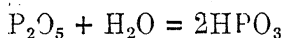
एक दहन की कांच नली चित्र में दिये हुये आकार की ली जाती है और इसमें प्रायः एक इंच लम्बा फ़ास्फ़रस का टुकड़ा रखा जाता है। यह नली एक ओर खुली रहती है और इस प्रकार टेढ़ी 'क' के निकट बनाई रहती है कि द्रवित

चित्र ७८

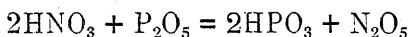
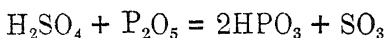
फ़ास्फ़रस पेन्टाक्साइड ।

$$P_2O_5$$

तैयार करना । जब फ़ास्फ़रस शुष्क वायु वा शुष्क आक्सिजन के आधिक्य में जलता है तब फ़ास्फ़रस पेन्टाक्साइड बनता है ।

गुण । यह श्वेत अमणिभीय चूर्ण के रूप में प्राप्त होता है। आर्द्र वायु के संसर्ग से जलवाष्प के शोषण से पसीजता है । जल पर डालने से सनसनाहट के साथ संयुक्त हो यह मिटा-फ़ास्फ़ारक अम्ल बन जाता है ।

$$P_2O_5 + H_2O = 2HPO_3$$

जल के साथ संयुक्त होने की प्रबल क्षमता के कारण यह गैसों को पूर्णतया शुष्क करने के लिये प्रयुक्त होता है । इसके संसर्ग से अनेक अम्ल निरुद्‌क में परिणत हो जाते हैं ।

$$H_2SO_4 + P_2O_5 = 2HPO_3 + SO_3$$

$$2HNO_3 + P_2O_5 = 2HPO_3 + N_2O_5$$

इस शुष्ककरण क्रिया के कारण काठ, कागज़ और अन्य कार्बनिक पदार्थ इसके द्वारा झुलस जाते हैं ।

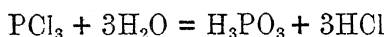
इसके वाष्प का आपेक्षिक घनत्व १०००° श पर १६१ और १४००° श पर १५० है। अतः इस का अणुभार इस तापक्रम पर P_4O_{10} सूत्र से प्राप्त अणुभार से कुछ अधिक होता है ।

फ़ास्फ़रस अम्ल ।

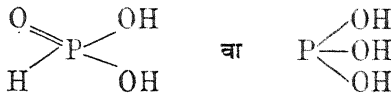
$$H_3PO_3$$

तैयार करना । यह फ़ास्फ़रस आक्साइड पर शीतल जल की क्रिया से प्राप्त होता है ।

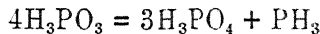
फ़ास्फ़रस ट्राइ-क्लोराइड पर जल की क्रिया से यह प्राप्त हो सकता है ।

$$PCl_3 + 3H_2O = H_3PO_3 + 3HCl$$

फ़ास्फ़रस अम्ल प्राप्त करने के लिये फ़ास्फ़रस ट्राइ-क्लोराइड को अलग तैयार करने की आवश्यकता नहीं है । जल में फ़ास्फ़रस को पिघलाकर उसमें

क्लोरीन ले जाने से फ़ास्फ़रस अम्ल बनता है। इस जलीय विलयन को समाहृत करके शीतल करने से इसके मणिभ पृथक् हो जाते हैं।

गुण। यह श्वेत पसीजने वाला मणिभीय घन है जो ७०° श पर पिघलता है। इस में हाइड्रोजन के तीन परमाणु रहते हैं किन्तु इन में दो परमाणु ही अन्य परमाणुओं के द्वारा स्थानापन्न हो सकते हैं। अतः यह द्विभास्मिक अम्ल है। इसके सोडियम लवण NaH_2PO_3 और Na_2HPO_3 होते हैं किन्तु Na_3PO_3 नहीं होता। इस का चित्र सूत्र

हो सकता है। अभी तक यह निश्चय करने के कोई साधन नहीं है कि इन दोनों सूत्रों में कौन ठीक है। कुछ प्रमाणों से पहला ठीक मालूम होता है और कुछ प्रमाणों से दूसरा।

गर्म करने से यह फ़ास्फ़रिक अम्ल और फ़ास्फ़ीन में विच्छेदित हो जाता है।

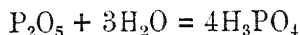
$$4H_3PO_3 = 3H_3PO_4 + PH_3$$

यह प्रबल लघ्वीकारक होता है क्योंकि यह शीघ्रता से आक्सिजन को लेकर सामान्य फ़ास्फ़रिक अम्ल H_3PO_4 में परिणत हो जाता है। कापर सल्फेट के विलयन को इसके साथ उबालने से ताम्र अवक्षिप्त हो जाता है।

अर्थो-फ़ास्फ़रिक अम्ल।

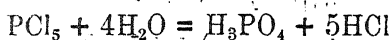
H_3PO_4

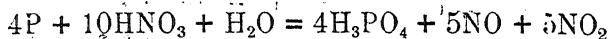
(सामान्य फ़ास्फ़रिक अम्ल)

तैयार करना। १. यह फास्फरस पेन्टाक्साइड को जल में घुलाने से वा मिटा-फास्फ़रिक अम्ल के विलयन को उबालने से प्राप्त होता है।

$$P_2O_5 + 3H_2O = 4H_3PO_4$$

२. फ़ास्फ़रस पेन्टा-क्लोराइड पर जल की क्रिया से भी यह प्राप्त

होता है।

$$PCl_5 + 4H_2O = H_3PO_4 + 5HCl$$

३. एक बड़े रिटार्ट में रक्त-फ़ास्फ़रस (१० ग्राम) को समाहृत नाइट्रिक अम्ल से ढंककर धीरे धीरे गरम करने से भी बनता है।

$$4P + 10HNO_3 + H_2O = 4H_3PO_4 + 5NO + 5NO_2$$

पहले नाइट्रोजन आक्साइड का कपिल धूम निकलता है और पीछे अविकृत फ़ास्फ़रस स्रवित होकर निकल जाता और सान्द्र द्रव रिटार्ट में रह जाता है। अन्त में इसे चीनी मिट्टी के पात्र में समाहृत कर नाइट्रिक अम्ल को निकाल डालते हैं। पर्याप्त समाहृत होने पर कुछ समय तक रख देने से इस के मणिभ निकल आते हैं।

गुण। यह वर्णरहित प्रस्वेद्य मणिर्भाय घन है जो ३८·६ श पर पिघलता है। यह जल में वहुत विलेय होता है। इस में कोई गन्ध नहीं होती किन्तु इस का स्वाद रुचिकर और आम्लिक होता है।

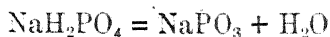
इस अम्ल में हाइड्रोजन के ३ परमाणु रहते हैं और ये तीनों हीं धातुओं से स्थानापन्न हो सकते हैं अतः यह त्रिभास्मिक अम्ल है और इस से तीन श्रेणियों के लवग बनते हैं। यदि इन तीन हाइड्रोजनों में से केवल एक हाइड्रोजन सोडियम के द्वारा स्थानापन्न हो जाता है तो सोडियम हाइड्रोजन फ़ास्फ़ेट NaH_2PO_4 लवण बनता है। इसकी क्रिया आम्लिक होती है। यदि दो हाइड्रोजन सोडियम के द्वारा स्थानापन्न हो जाते हैं तो डाइ-सोडियम हाइड्रोजन फ़ास्फ़ेट Na_2HPO_4 बनता है। इसकी क्रिया भी कुछ कुछ आम्लिक होती है। यदि तीनों हाइड्रोजन सोडियम से स्थानापन्न हो जाते हैं तो ट्राइ-सोडियम फ़ास्फ़ेट Na_3PO_4 बनता है। इस लवण की क्रिया स्पष्ट रूप से क्षारीय होती है। साधारणतः जिस फ़ास्फ़ेट को 'सोडियम फ़ास्फ़ेट' कहते हैं और जो प्रतिकारक के रूप में व्यवहृत होता है वह वस्तुतः Na_2HPO_4 है।

गरम करने पर इन तीनों प्रकार के लवणों की क्रिया भिन्न भिन्न होती है। ट्राइ-सोडियम फ़ास्फ़ेट में कोई परिवर्तन नहीं होता। डाइ-सोडियम फ़ास्फ़ेट

पाइरो-फ़ास्फ़ेट में परिणत हो जाता है ।

$$2Na_2HPO_4 = Na_4P_2O_7 + H_2O$$

सोडियम डाइ-हाइड्रोजन फ़ास्फ़ेट मिटा-फ़ास्फ़ेट में परिणत हो जाता है ।

$$NaH_2PO_4 = NaPO_3 + H_2O$$

अर्थो-फ़ास्फ़रिक अम्ल के तीन भागकर, एक भाग को दाहक सोडा से उदासीन कर, दूसरे भाग को अमोनिया से उदासीन कर फिर तीनों भागों को मिलाकर गरम करके जल के उड़ा देने से सोडियम अमोनियम हाइड्रोजन फ़ास्फ़ेट $NaNH_4HPO_4$ प्राप्त होता है। यह मिश्रित लवण है और इसका नाम 'माइ-क्रो-कोसिमक' लवण पड़ा है।

क्षारीय धातुओं के फ़ास्फ़ेटों के अतिरिक्त अन्य फ़ास्फ़ेट जल में अविलेय होते हैं किन्तु तनु खनिज अम्लों में विलेय होते हैं । अतः इन धातुओं के विलेय लवणों में क्षारीय फ़ास्फ़ेटों के जलीय विलयन के डालने से इन के फ़ास्फ़ेट अवक्षिप्त हो जाते हैं ।

पौधों की वृद्धि के लिये फ़ास्फ़रस अत्यावश्यक है। अतः खाद के रूप में फ़ास्फ़ेट बहुत अधिक परिमाण में प्रयुक्त होता है। हड्डी की राख में कालसियम फ़ास्फ़ेट रहता है। यह जल में अविलेय होता है अतः पौधे इसे शीघ्र ग्रहण नहीं कर सकते। अतः कृत्रिम खाद के लिये गन्धकाम्ल के द्वारा हड्डी की राख के कालसियम फ़ास्फ़ेट को कालसियम हाइड्रोजन फ़ास्फ़ेट में परिणत करते हैं। कालसियम हाइड्रोजन फ़ास्फ़ेट जल में विलेय होता है अतः पौधे इसे शीघ्रही ग्रहण कर लेते हैं। ऐसे मिश्रण को चूने का सुपर-फ़ास्फ़ेट कहते हैं। यह खाद के लिये अत्यधिक मात्रा में निर्माण होता है।

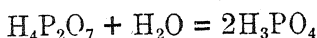
पाइरो-फ़ास्फ़रिक अम्ल।

$$H_4P_2O_7$$

तैयार करना। यह अर्थो-फ़ास्फ़रिक अम्ल को २३०° श तक गरम करने से प्राप्त होता है ।

गुण। यह जल में शीघ्रही घुल जाता है । इस का जलीय विलयन

साधारण तापक्रम पर धीरे धीरे और उबालने से शीघ्रता से अर्थो-फ़ास्फ़रिक अम्ल में परिणत हो जाता है।

$$H_4P_2O_7 + H_2O = 2H_3PO_4$$

क्षारीय धातुओं के पाइरो-फ़ास्फ़ेट जल में विलेय होते हैं और अन्य धातुओं के अविलेय किन्तु ये भी तनु खनिज अम्लों में घुल जाते हैं।

मिटा-फ़ास्फ़रिक अम्ल।

$$HPO_3$$

तैयार करना। यह अर्थो-वा पाइरो-फ़ास्फ़रिक अम्ल वा इन के अमोनियम लवणों को गरम करने से प्राप्त होता है।

$$H_3PO_4 = HPO_3 + H_2O$$

गुण। शीतल करने से यह कांच से घन के रूप में प्राप्त होता है। अतः इसे हैम फ़ास्फ़रिक अम्ल भी कहते हैं। यह जल में विलेय होता है और इस जलीय विलयन के उबालने से अर्थो-फ़ास्फ़रिक अम्ल में परिणत हो जाता है। अत: इसका जलीय विलयन अस्थायी होता है और धीरे धीरे अर्थो-फ़ास्फ़रिक अम्ल में परिणत हो जाता है।

मिटा-फ़ास्फ़रिक अम्ल को क्षार के साथ उदासीन करने से वा अर्थो-फ़ास्फ़ेट के गरम करने से इसके लवण प्राप्त होते हैं। गुण में ये लवण प्रायः अर्थो-और पाइरो-फ़ास्फ़ेट के समान ही होते हैं।

फ़ास्फ़रिक अम्ल और इन के लवणों की विभेदक परीक्षाएं।

निम्न परीक्षाओं से तीनों प्रकार के अम्लों और उनके लवणों में विभेद किया जाता है।

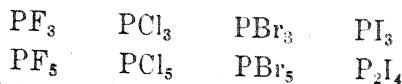
मिटा-फ़ास्फ़रिक अम्ल के द्वारा अण्डे के अलबुमेन के विलयन से श्वेत अवक्षेप प्राप्त होता है। फ़ास्फ़रिक और अर्थो-फ़ास्फ़रिक अम्लों से ऐसा नहीं होता।

सिल्वर नाइट्रेट के द्वारा पाइरो-और मिटा-फ़ास्फ़ेट से श्वेत अवक्षेप और अर्थो-फ़ास्फ़ेट से पीत अवक्षेप प्राप्त होता है।

विलेय अर्थो-फ़ास्फ़ेट बेरियम क्लोराइड और लेड ऐसीटेट से अवक्षेप देता है। अमोनिया, अमोनियम क्लोराइड और मैगनीसियम क्लोराइड के द्वारा $MgNH_4PO_4$ का श्वेत अवक्षेप प्राप्त होता है। नाइट्रिक अम्ल की उपस्थिति में, फ़ास्फ़रिक अम्ल की अधिक मात्रा की उपस्थिति में, अमोनियम मोलिबडेट से फ़ास्फ़ो-अमोनियम मोलिबडेट का पीत अवक्षेप प्राप्त होता है।

फ़ास्फ़रस के हैलोजन के साथ यौगिक।

फ़ास्फ़रस निम्न हैलाइड बनता है:—

$$PF_3 \quad PCl_3 \quad PBr_3 \quad PI_3$$
$$PF_5 \quad PCl_5 \quad PBr_5 \quad P_2I_4$$

यहां केवल क्लोरीन के यौगिकों का ही वर्णन होगा क्योंकि अन्य हैलोजन तत्वों के यौगिक क्लोरीन के यौगिकों के समान ही होते हैं।

फ़ास्फ़रस ट्राइ-क्लोराइड।

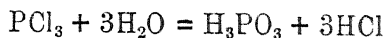
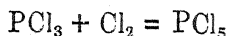
PCl_3

तैयार करना। रक्त फ़ास्फ़रस को कांच के रिटार्ट में गरम कर उस पर शुष्क क्लोरीन ले जाने से दोनों ही शीघ्र संयुक्त हो वाष्पशील ट्राइ-क्लोराइड बनते हैं। यह न्यूनाधिक पेन्टाक्लोराइड से मिला स्रवित होता और शीतल ग्राहक में द्रवीभूत होता है। इस क्रिया-फल को सामान्य फ़ास्फ़रस पर स्रवित करने से पेन्टा-क्लोराइड दूर हो जाता है।

गुण। यह वर्णरहित चंचल द्रव है जो ७६° श पर उबलता है। इसकी गन्ध तीव्र होती है और आर्द्र वायु में यह धूम देता है। जल के द्वारा यह फ़ास्फ़-रस अम्ल और हाइड्रो-क्लोरिक अम्ल में विच्छेदित हो जाता है।

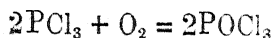
$$PCl_3 + 3H_2O = H_3PO_3 + 3HCl$$

यह सीधे क्लोरीन के साथ संयुक्त हो फ़ास्फ़रस पेन्टा-क्लोराइड बनता है।

$$PCl_3 + Cl_2 = PCl_5$$

आक्सिजन के साथ गरम करने से फ़ास्फ़रस आक्सी-क्लोराइड बनता है।

$$2PCl_3 + O_2 = 2POCl_3$$

फ़ास्फ़रस पेन्टा-क्लोराइड ।

PCl_5

तैयार करना । फ़ास्फ़रस जब क्लोरीन की अधिक मात्रा के साथ में जलता है तब फ़ास्फ़रस पेन्टा-क्लोराइड बनता है ।

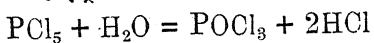
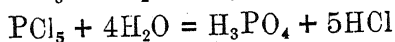
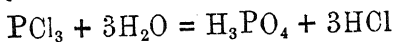
एक फ़्लास्क में फ़ास्फ़रस ट्राइ-क्लोराइड रखकर शीतल कर उसकी तह पर शुष्क क्लोरीन के ले जाने से क्लोरीन का शोषण हो जाता है । क्लोरीन के इस शोषण से बहुत ताप निकलता है और फ़्लास्क का द्रव शीघ्र ही शुष्क पाण्डु वर्ण के घन में परिणत हो जाता है ।

गुण । यह पाण्डु वर्ण का मणिभीय घन होता है जो बिना पिघले ही १६८° श पर बाष्प में परिणत हो जाता है । यह कुछ कुछ PCl_3 और Cl_2 में विघटित हो जाता है । ३०० श पर यह विघटन प्रायः पूर्ण हो जाता है । इस तापक्रम पर इस के वाष्प का आपेक्षिक घनत्व PCl_3 और Cl_2 के मिश्रण के घनत्व के बराबर होता है । यह आर्द्र वायु में धूम देता है और इस प्रकार आक्सी-क्लोराइड और हाइड्रो-क्लोरिक अम्ल में परिणत हो जाता है ।

$$PCl_5 + H_2O = POCl_3 + 2HCl$$

जल के आधिक्य से यह फ़ास्फ़रिक अम्ल और हाइड्रो-क्लोरिक अम्ल में परिणत हो जाता है ।

$$PCl_3 + 3H_2O = H_3PO_4 + 3HCl$$

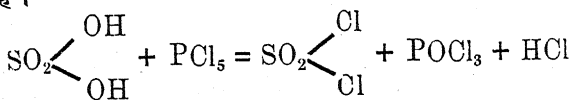
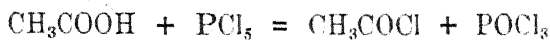
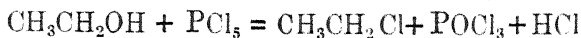
$$PCl_5 + 4H_2O = H_3PO_4 + 5HCl$$

फ़ास्फ़रस पेन्टा-क्लोराइड एक महत्वपूर्ण रासायनिक प्रतिकारक है क्योंकि इसकी क्रिया से आक्सी अम्लों के 'OH' मूलक क्लोरीन के द्वारा स्थानापन्न हो जाते हैं । इस काम के लिये कार्बनिक यौगिकों में यह अधिक व्यवहृत होता है ।

$$SO_2\begin{cases}OH\\OH\end{cases} + PCl_5 = SO_2\begin{cases}Cl\\Cl\end{cases} + POCl_3 + HCl$$

गन्धकाम्ल — क्लोरो सल्फ़ुरिक अम्ल

$$CH_3COOH + PCl_5 = CH_3COCl + POCl_3$$

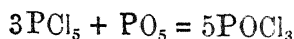
ऐसीटिक अम्ल एसीटिल क्लोराइड

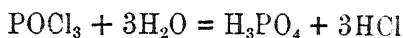
$$CH_3CH_2OH + PCl_5 = CH_3CH_2Cl + POCl_3 + HCl$$

एथिल अलकोहल एथिल क्लोराइड

फ़ास्फ़रस आक्सी-क्लोराइड ।

$POCl_3$

तैयार करना । फ़ास्फ़रस आक्सी-क्लोराइड के बनने की क्रियाओं का उल्लेख ऊपर हो चुका है । अधिक सुविधा से यह फ़ास्फ़रस पेन्टाक्साइड और फ़ास्फ़रस पेन्टा-क्लोराइड के दबाव में बन्द नली में गरम करने से प्राप्त होता है ।

$$3PCl_5 + PO_5 = 5POCl_3$$

गुण । यह वर्णरहित सधूम द्रव है । यह १०७° श पर उबलता है । जल के द्वारा यह फ़ास्फ़रिक अम्ल और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में परिणत हो जाता है ।

$$POCl_3 + 3H_2O = H_3PO_4 + 3HCl$$

अभ्यासार्थ प्रश्न ।

१. फ़ास्फ़रस का निर्माण कैसे होता है ? फ़ास्फ़रस के कितने रूपान्तर है और उनके गुणों में क्या भेद है ? फ़ास्फ़रस पर दाहक पोटाश की क्या क्रिया होती है ?

२. फ़ास्फ़ारक अम्ल से फ़ास्फ़रस कैसे प्राप्त होता है ? हड्डी की राख से विद्युत् विधि द्वारा फ़ास्फ़रस कैसे प्राप्त होता है ?

३. रुखड़ी तह पर गन्धकी दियासलाई के रगड़ने से वह क्यों जल उठती है ? जलने के समय क्या रासायनिक क्रियाएं होती है ?

४. फ़ास्फ़रस ट्राइ-हाइड्राइड स्वयं क्यों जल उठता है ? ऐसा हाइड्राइड कैसे तैयार करोगे जो स्वयं न जल उठे ?

५. फ़ास्फ़रस पर क्लोरीन, ब्रोमीन, आयोडीन, दाहक पोटाश और नाइट्रिक अम्ल की क्या क्या क्रियाएं होती हैं ? उन्हें समीकरण के द्वारा प्रगट करो।

६. फ़ास्फ़रस के कितने आक्साइड होते हैं ? उन्हें कैसे तैयार करोगे ? उनके सूत्रों को कैसे प्रमाणित करोगे ?

७. फ़ास्फ़रस के कितने आक्सी-अम्ल होते हैं और उन्हें कैसे तैयार करोगे ? उन के गुणों में क्या भेद है ?

८. अर्थो-फ़ास्फ़रिक अम्ल त्रिभास्मिक अम्ल है। इस कथन का क्या आशय है ? जो फ़ास्फ़ेट जल में विलेय होते हैं उनका नाम और सूत्र लिखो।

९. किन किन परीक्षाओं से भिन्न भिन्न फ़ास्फ़ेटों में विभेद करोगे ?

१०. फ़ास्फ़रस के क्लोराइड और फ़ास्फ़रस के आक्सी-क्लोराइड कैसे प्राप्त होते हैं ? इनकी जल पर क्या क्रिया होती है ?

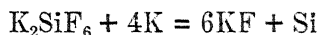
परिच्छेद २६

सिलिकन और बोरन

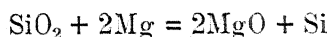
इतिहास। स्फटिक, बालू, चकमक पत्थर, दुधिया पत्थर इत्यादि के रूप में सिलिका बहुत प्राचीन समय से ज्ञात है । लावासिये के समय में सब से पहले सिलिका के यौगिक होने का सन्देह हुआ । बरज़ीलियस ने १८२३ ई० में सब से पहले सिलिकन तत्त्व प्राप्त किया।

उपस्थिति। सिलिकन मुक्तावस्था में नहीं पाया जाता । इस के यौगिक बहुत अधिक मात्रा और विस्तार में पाये जाते हैं । आक्सिजन के अतिरिक्त और कोई तत्त्व इतने परिमाण और विस्तार में नहीं पाया जाता। आक्सिजन के साथ संयुक्त स्फटिक, चकमक, बालू, ऐगेट और किसेलगुहर के रूप में पाया जाता है। अनेक खनिज और सैकत पत्थरों का यह आवश्यकीय अवयव है। पृथ्वी-स्तर की चट्टानों में अधिकांश चट्टानें इस तत्त्व की बनी होती है। मिट्टी के द्वारा यह पौधों में जाता है और उन में पाया जाता है।

तैयार करना। शुष्क पोटासियम सिलिको-फ़्लोराइड को हाइड्रोजन के आवरण में पोटासियम वा सोडियम वा अलुमिनियम के साथ रक्त-तप्त करने से सिलिकन प्राप्त होता है।

$$K_2SiF_6 + 4K = 6KF + Si$$

क्रिया-फल को ठंढे होने पर जल के संसर्ग में लाने से पोटासियम का लवण घुल जाता है और सिलिकन का अमणिभीय कपिल चूर्ण रह जाता है।

बालू वा स्फटिक को मैगनीसियम चूर्ण के साथ कांच की नली में गरम करने से भी क्रिया होती है और सिलिकन मुक्त होता है।

$$SiO_2 + 2Mg = 2MgO + Si$$

शीतल क्रिया-फल में हाइड्रो-क्लोरिक अम्ल के डालने से मैगनीसियम

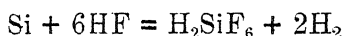
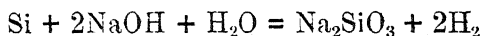
आक्साइड घुल जाता और हाइड्रो-फ़्लोरिक अम्ल के डालने से अविकृत बालू घुल जाता है। इसे तब जल से धोकर निकाल डालते हैं। इस प्रकार अमणिभीय कपिल चूर्ण के रूप में सिलिकन रह जाता है। इसे हाइड्रोजन के प्रवाह में तब शुष्क करते हैं।

गुण। अमणिभीय सिलिकन का विशिष्ट घनत्व २·३५ होता है और यह ४००° श तक गरम करने से वायु में जलता है। वायु में जलकर यह सिलिका (SiO_2) बनता है।

यह शीघ्रता से फ़्लोरीन और क्लोरीन के साथ संयुक्त हो क्रमशः SiF_4, $SiCl_4$ बनता है। रक्त-ताप पर यह जल वाष्प को विच्छेदित कर देता है। हाइड्रो-क्लोरिक अम्ल को छोड़कर अन्य किसी अम्लों में यह घुलता नहीं। उस में घुलकर हाइड्रो-फ़्लुओ-सिलिसिक अम्ल बनता है और हाइड्रोजन निकलता है।

$$Si + 6HF = H_2SiF_6 + 2H_2$$

यह क्षारों में शीघ्रता से घुल जाता है।

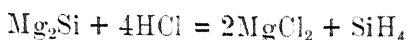
$$Si + 2NaOH + H_2O = \underset{\text{सोडियम सिलिकेट}}{Na_2SiO_3} + 2H_2$$

मणिभीय सिलिकन। यह कठोर भुरा रंग का घन होता है। इसका विशिष्ट घनत्व २.५ होता है। यह विद्युत-चालक होता है। इसका रासायनिक गुण अमणिभीय रूपान्तर के समान ही किन्तु कुछ कम सक्रिय होता है। किसी एक अम्ल में यह घुलता नहीं। हाइड्रो-फ़्लोरिक अम्ल और नाइट्रिक अम्ल के मिश्रण में घुल जाता है।

सोडियम सिलिको-फ़्लोराइड (Na_2SiF_6) को सोडियम और यशद के साथ गरम करने से मणिभीय सिलिकन प्राप्त होता है। यह सिलिकन गले हुये यशद में घुल जाता है और ठंढे होने पर सूच्याकार मणिभ में पृथक् हो जाता है। क्रिया-फल को तनु हाइड्रो-क्लोरिक अम्ल में घुलाने से यशद और सोडियम क्लोराइड घुलकर मणिभीय सिलिकन से अलग हो जाते हैं।

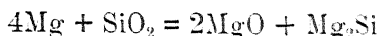
सिलिकन हाइड्राइड ।

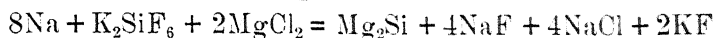
SiH_4

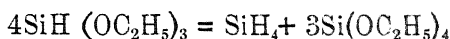
तैयार करना । १. मैगनीसियम सिलिसाइड पर तनु हाइड्रो-क्लोरिक अम्ल की क्रिया से यह गैसीय यौगिक प्राप्त होता है ।

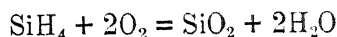
$$Mg_2Si + 4HCl = 2MgCl_2 + SiH_4$$

इस विधि से प्राप्त सिलिकन हाइड्राइड शुद्ध नहीं होता क्योंकि इस में कुछ हाइड्रोजन मिला रहता है । Mg_2Si में कुछ मैगनीसियम भी रहता है । इस मैगनीसियम पर हाइड्रो-क्लोरिक अम्ल की क्रिया से यह हाइड्रोजन बनता है ।

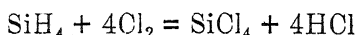
बालू को मैगनीसियम के आधिक्य में गरम करने से मैगनीसियम सिलिसाइड प्राप्त होता है ।

$$4Mg + SiO_2 = 2MgO + Mg_2Si$$

अथवा सोडियम, अनार्द्र मैगमीसियम क्लोराइड और पोटासियम सिलिको-फ़्लोराइड के गरम करने से Mg_2Si प्राप्त होता है ।

$$8Na + K_2SiF_6 + 2MgCl_2 = Mg_2Si + 4NaF + 4NaCl + 2KF$$

२. शुद्ध सिलिकन फ़्लोराइड, ट्राइ-एथिल सिलिको-फोरमेट $SiH(OC_2H_5)_3$ पर सोडियम की क्रिया से प्राप्त होता है । सोडियम की क्या क्रिया होती है यह ज्ञात नहीं है । ऐसा समझा जाता है कि इस की क्रिया प्रवर्तन की होती है ।

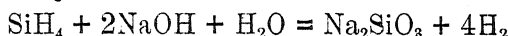
$$4SiH(OC_2H_5)_3 = SiH_4 + 3Si(OC_2H_5)_4$$

गुण । यह वर्णरहित गैस है । पहली विधि से प्राप्त होने पर यह स्वयं जल उठता है किन्तु शुद्ध गैस में यह गुण नहीं होता । इस का ज्वलनाङ्क बहुत नीचा है अत: इस गैस को थोड़ा गरम करने से भी यह जल उठती है और सप्रकाश ज्वाला के साथ जलती है । इस प्रकार जलने से सिलिका और जल बनते हैं ।

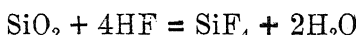
$$SiH_4 + 2O_2 = SiO_2 + 2H_2O$$

क्लोरीन के संसर्ग में यह आप से आप आग पकड़ लेता और जलकर सिलिकन टेट्रा-क्लोराइड और हाइड्रो-क्लोरिक अम्ल बनता है।

$$SiH_4 + 4Cl_2 = SiCl_4 + 4HCl$$

सोडियम वा पोटासियम हाइड्राक्साइड के जलीय विलयन के साथ यह विच्छेदित हो जाता और इस प्रकार क्षारों का सिलिकेट बनता और अपने आयतन का चौगुना हाइड्रोजन निकालता है।

$$SiH_4 + 2NaOH + H_2O = Na_2SiO_3 + 4H_2$$

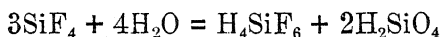
सिलिकन फ्लोराइड।

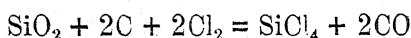
SiF_4

तैयार करना। साधारण तापक्रम पर सिलिकन और फ़्लोरीन के सीधे संयोग से यह बनता है। बालू वा सिलिकेट पर हाइड्रो-फ़्लोरिक अम्ल की क्रिया से भी प्राप्त होता है।

$$SiO_2 + 4HF = SiF_4 + 2H_2O$$

गुण। यह वर्ण-रहित गैस है जो आर्द्र वायु में धूम देती है। यह न तो स्वयं जलती है और न दहन का पोषक ही है। श्लेष्मिक कला पर इस की सन्तापक क्रिया होती है। जल द्वारा यह हाइड्रो-सिलिसिक अम्ल और हाइड्रो-फ़्लुओ-सिलिसिक अम्ल में विच्छेदित हो जाती है। अतः यह सिलिकन फ़्लोराइड जल पर इकट्ठा नहीं किया जा सकता।

$$3SiF_4 + 4H_2O = H_4SiF_6 + 2H_2SiO_4$$

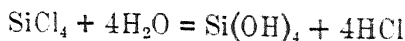
सिलिकन क्लोराइड

$SiCl_4$

तैयार करना। सिलिकन और क्लोरीन के सीधे संयोग से यह प्राप्त होता है अथवा बालू और कार्बन को क्लोरीन के प्रवाह में गरम करने से और क्रिया-फल को ठंढी नली में ले जाने से प्राप्त होता है।

$$SiO_2 + 2C + 2Cl_2 = SiCl_4 + 2CO$$

गुण । यह वर्ण-रहित गैस है जो आर्द्र वायु में धूम देती और ५८·३° श पर उबलती है। जल द्वारा यह जिलेटिन सदृश सिलिका और हाइड्रो-क्लोरिक अम्ल में परिणत हो जाती है।

$$SiCl_4 + 4H_2O = Si(OH)_4 + 4HCl$$

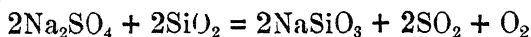
सिलिकन डाइ-आक्साइड (सिलिका)

$$SiO_2$$

यह प्रकृति में बहुत विस्तृत पाया जाता है। बालू वा बालुए पत्थर में प्रधानतः सिलिका होता है। स्फटिक शुद्ध सिलिका है। इसका विशिष्ट घनत्व २·६५ होता है। यह षट्कोणीय त्रिपार्श्व के रूप में पाया जाता है। स्वच्छ और वर्ण-रहित होने पर चश्मा और प्रकाश-यन्त्रों के निर्माण में व्यवहृत होता है। नील मणि वा मरतिश मणि के रूप में दक्खन और राज महल में पाया जाता है। गुलाबी स्फटिक मध्य प्रान्त के छिन्दवारा ज़िले में प्राप्त होता है। धूम्रवर्ण स्फटिक तंजोर से आता है। ये सब पत्थर सस्ते ज़वाहिरात के रूप में व्यवहृत होते हैं और तलवार और खंजरों की मूठें और गुड़ियों और हारों के बनाने में काम आते हैं।

अमणिभीय रूप में सिलिका एगेट, चकमक इत्यादि भिन्न भिन्न पत्थरों के रूप में पाया जाता है। इन पत्थरों की कटाई और सफ़ाई मध्य प्रान्त के जबलपुर में, संयुक्त प्रान्त के बांदा और बम्बई प्रान्त के कैम्बे में होती है। पीपला रियासत से १०० से ५०० टन एगेट प्रतिवर्ष बाहर आता है। अच्छे पत्थर अलङ्कारों और सजावटों में काम आते हैं। गरम करने से कुछ का रंग खुल जाता है और कुछ का नहीं। अमणिभीय सिलिका का विशिष्ट घनत्व २·२ होता है। सिलिका उद्भिज्य और जान्तव जातियों में भी पाया जाता है। अनाज के पयाल, बांस, पक्षियों के पंख और संयोजक तन्तु सिलिका के बने होते हैं। बर्लिन के निकट बहुत महीन रूप में शुद्ध सिलिका का विस्तृत जमाव पाया गया है। यह एक अप्राप्य पशु का अस्थि-अवशेष समझा जाता है। इसे किसेलगुहर कहते हैं।

सिलिकन ट्रेटा-क्लोराइड के विच्छेदित करने से सिलिकन हाइड्रेट अमणिभीय रूप में प्राप्त होता है। चकमक पत्थर को इस्पात से मारने से चिनगारी निकलती है जो दहनशील वस्तुओं को शीघ्र जला सकती है। प्राचीन काल में इसी रीति से अग्नि उत्पन्न की जाती थी। सिलिका आक्सी-हाइड्रोजन वा विद्युत् भट्टी में वर्ण-रहित पारदर्शक द्रव में पिघल जाता है। सिलिका का प्रसार गुणक ७ × १०$^{-७}$ है। साधारण कांच का प्रसार गुणक इस से सैकड़ों गुना अधिक होता है। इस प्रसार गुणक के कम होने के कारण अकस्मात् तापक्रम के परिवर्तन से कांच के सदृश यह टूटता नहीं। जल की भी इस पर कोई क्रिया नहीं होती। उपवैञ्जनी किरण के लिये यह अधिक पारदर्शक होता है। अतः इसके पात्र अब अधिकाधिक व्यवहृत होने लगे हैं।

सिलिका हाइड्रो-फ़्लोरिक अम्ल को छोड़कर अन्य सारे अम्लों में अविलेय होता है। सिलिका का चूर्ण उष्ण समाहृत सोडियम हाइ-ड्राक्साइड के विलयन में विलेय होता है। सिलिका आम्लिक आक्साइड है और अवाष्पशील होने के कारण वाष्पशील अम्लों को उच्च तापक्रम पर उनके लवणों से स्थानापन्न कर देता है। इस प्रकार सोडियम सल्फ़ेट सोडियम सिलिकेट में परिणत हो जाता है।

$$2Na_2SO_4 + 2SiO_2 = 2NaSiO_3 + 2SO_2 + O_2$$

निष्क्रिय और कठिनता से द्रवणीय होने के कारण भट्टी में प्रयुक्त होने के लिये अगलनीय ईंटों के बनाने में सिलिका उपयुक्त होता है।

सिलिसिक अम्ल। सोडियम सिलिकेट में कोई अम्ल डालें तो सिलिसिक अम्ल का जिलेटिन सदृश अवक्षेप निकल आता है। इस अवक्षेप को वायु में सुखाने से सिलिसिक अम्ल प्राप्त होता है। इस का सूत्र HSiO है।

सिलिकन फ़्लोराइड पर जल की क्रिया से जो अवक्षेप प्राप्त होता है उसे साधारण तापक्रम पर निःस्यन्दन पत्र में सुखाने से जो सिलिसिक अम्ल प्राप्त होता है सम्भवतः वह अर्थो-सिलिसिक अम्ल H_22SiO_4 होता है। मिटा और अर्थो-सिलिसिक अम्ल दोनों को ही गरम करने से वे जल और सिलिका में

परिणत हो जाते हैं।

तनु हाइड्रो-क्लोरिक अम्ल के विलयन में निरन्तर हिलाते हुये यदि सोडियम सिलिकेट के तनु वियलन को डालें तब सिलिसिक अम्ल बनता है। किन्तु वह अवक्षिप्त नहीं होता विलयन में रह जाता है। यह विलयन सामान्य विलयन सा स्वच्छ होता और छानने से कुछ पृथक् नहीं किया जा सकता। कुछ बातों में वास्तविक विलयन से यह भिन्न होता है। अतः इसे अर्ध-विलयन कहते हैं। सामान्य विलयन प्रकाश-किरणों को विखरित नहीं करता. ऐसे विलयन के द्वारा प्रकाश किरण का पथ देखा नहीं जा सकता किन्तु सिलिसिक अम्ल का विलयन प्रकाश किरणों को विकीर्ण कर देता है। इस व्यवहार को 'टिन्डल की घटना' कहते हैं। सामान्य विलयन जान्तव वा उद्भिज झिल्ली के द्वारा शीघ्रता से व्यापित होता है। सिलिसिक अम्ल का विलयन झिल्ली के द्वारा व्याप्त नहीं होता। सिलिसिक अम्ल के इस विलयन में सोडियम कार्बनेट वा फ़ास्फ़ेट के विलयन डालने से ज़िलेटिन सदृश अवक्षेप निकल आता है।

मणिभीय और कोलायड। कुछ पदार्थों का जान्तव और उद्भिज्य झिल्ली को भेद कर शनैः शनैः व्याप्त होना सबसे पहले ग्राहम के द्वारा देखा गया था। उन्होंने देखा कि अधिकांश अकार्बनिक अम्ल, भस्म और लवण, शक्कर, यूरिया सदृश कार्बनिक पदार्थ ऐसी झिल्ली को भेदकर शीघ्रता से व्याप्त हो जाते हैं। किन्तु स्टार्च, गोंद, ज़िलेटिन सदृश पदार्थ बहुत धीरे धीरे वा कुछ भी व्याप्त नहीं होते। उन्होंने देखा कि जितने पदार्थ मणिभीय हैं वे शीघ्रता से व्याप्त हो जाते हैं और जो माणिभीय नहीं है वे व्याप्त नहीं होते। अतः उन्होंने उन पदार्थों को जो शीघ्रता से व्याप्त होते हैं मणिभीय नाम दिया और जो व्याप्त नहीं होते उन्हें कोलायड कहा। इस प्रकार यहां सिलि-सिक अम्ल कोलायड हुआ और इस से जो विलयन बनता है उसे कोलायडल विलयन कहते हैं।

ग्राहम का मत था कि कोलायड एक विशेष श्रेणी के पदार्थ हैं किन्तु यह मत ठीक नहीं है। अब यह पूर्ण रूप से प्रमाणित हो चुका है कि कोलायडल

अवस्था द्रव्यों की एक विशेष अवस्था है और अनेक मणिभीय पदार्थ अब समुचित उपायों से कोलायडल अवस्था में परिणत किये जा सकते हैं।

सामान्य विलयन में किसी पदार्थ के घुलाने से साधारणतया विलेय आण्विक अवस्थामें विद्यमान रहता है किन्तु कोलायडल विलयनमें विलेय बहुत सूक्ष्म विभाजित कणों की अवस्था में रहता है। ये कण अणु से बहुत बड़े होते हैं। वस्तुतः ये उच्च अणुभार के बड़े बड़े समष्टियों के रूप में रहते हैं।

पारपृथक्करण। तनु हाइड्रो-क्लोरिक अम्ल पर सोडियम सिलिकेट की क्रिया से विलयन में सिलिसिक अम्ल के अतिरिक्त सामान्य लवण और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल रहते हैं। चूंकि ये अन्तिम दोनों पदार्थ शीघ्रता से झिल्ली को भेद कर व्याप्त हो जाते हैं अतः सिलिसिक अम्ल का शुद्ध कोलायडल विलयन अन्य पदार्थों को ऐसी झिल्लियों के द्वारा व्याप्त करा देने से प्राप्त होता है। इस प्रकार मणिभीय से कोलायड पृथक् किये जा सकते हैं। इस विधि को 'पारपृथक्करण' कहते हैं। इस प्रकार के उपकरण को 'पारविश्लेषक' कहते हैं। यह उपकरण पार्चमेन्ट कागज़ का बना होता है जो दो एक केन्द्रिक बृत्ताकार वलय में लगा होता है। मणिभीय और कोलायड के विलयन के पारपृथक्कर्त्ता में रखकर जल भरे पात्र में तैरा देने से मणिभीय झिल्ली के द्वारा निकलकर पात्र के जल में मिल जाता है। समय समय पर पात्र के जल को बदलना पड़ता है। इस प्रकार प्रायः एक सप्ताह में सिलिसिक अम्ल का शुद्ध कोलायडल विलयन पारपृथक्कर्त्ता में रह जाता है।

अण्डे के अलबुमेन का विलयन, जो मिटा-फ़ास्फ़रिक अम्ल के डालने से थक्का हो जाता है, और आर्सेनिक सल्फ़ाइड का विलयन, जो हाइड्रो-क्लोरिक अम्ल के द्वारा थक्का हो जाता है, कोलायडाल विलयन के अन्य उदाहरण हैं।

कुछ वर्षों से देखा जाता है कि कोलायडल विलयन व्यवसायों, औषधियों इत्यादि में बहुत अधिक काम आने लगे हैं। अतः रसायन की यह शाखा अब बड़ी शीघ्रता से बृद्धि कर रही है।

सिलिकेट। चट्टान और मिट्टी में सिलिकेट बहुत अधिक मात्रा में

विद्यमान हैं। इन सिलिकेटों के सूत्र बहुत जटिल होते हैं और ये सिलिकेट अनेक अनुमित सिलिसिक अम्लों के लवण समझे जाते हैं।

केवल सोडियम और पोटासियम सिलिकेट जल में विलेय होते हैं। सिलिसिक अम्ल के दुर्बल आम्लिक होने के कारण इन लवणों का जलीय विलयन प्रबल क्षारीय होता है और वार्निश करने और गृह के पत्थरों के छेदों को बन्द कर गृहों को सुरक्षित रखने के लिये व्यवहृत होता है।

प्रकृति में जो सिलिकेट पाये जाते हैं उनमें ये मुख्य हैं।

सिलिकेट के नाम	सूत्र	तदनुरूप अम्ल
पोटाश माइका (अभ्रक)	$KH_2Al_3(SiO_4)_3$	H_4SiO_4
गारनेट	$CaAl_2(SiO_4)_3$	,,
,, (सङ्गजीर)	$H_3Mg_3(SiO_3)_4$	H_2SiO_3
अस्बेस्टस	$Mg_3Ca(SiO_3)_4$	,,
केओलिन (चीनी मिट्टी)	$Al_2Si_2O_7 2H_2O$	$H_6Si_2O_7$
पोटाश फेलस्पार	$KAlSiO_8$	$H_4Si_3O_8$

सिलिकेट विशेषतः जिन में क्षारीय धातु के सिलिकेट रहते हैं जल और कार्बन डाइ-आक्साइड के द्वारा धीरे धीरे विच्छिन्न होते हैं। इस प्रकार के विच्छेदन को क्षरण कहते हैं। तापक्रम के परिवर्तन और जल प्रवाह से भी चट्टानों के खण्ड खण्ड होने में सहायता मिलती है। कुछ सिलिकेटों में रंग होता है और वे रत्न के रूप में व्यवहृत होते हैं। इस प्रकार के सिलिकेट वैदूर्य, पन्ना और लाज़बर्द हैं।

अस्बेस्टस रेशेदार सिलिकेट है जिसे धुनकर बुन सकते हैं। रेशेदार और अम्लरोधक होने के कारण यह बहुत उपयोगी होता है और इसकी मांग बराबर बढ़ती जा रही है। अधिकांश अस्बेस्टस कनाडा और रोडेशिया से आता है। बिहार में भी पर्याप्त अस्बेस्टस प्राप्त होता है। उड़ीसा में और बम्बई के इडर रियासत में भी अस्बेस्टस प्राप्त होता है। भारत का अस्बेस्टस बहुत ऊंची श्रेणी का नहीं समझा जाता। यह चादरों के बनाने में बायलर के लिये पृथगन्यासक पदार्थ और अग्निजित पेन्ट बनाने में प्रयुक्त होता है।

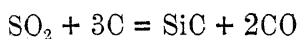
गारनेट (याकुत) अत्यधिक कठोर खनिज है । लकड़ी और चमड़े के वाणिज्य में सानचूर्ण के रूप में प्रयुक्त होता है । यह अधिक मात्रा में अमेरिका के संयुक्त राज्य और स्पेन से आता है। बिलकुल लाल और कपिल रंग का दोष रहित गारनेट (याकुत) काटकर रत्न के रूप में बिकता है। राजपूताने की खानों से बहुत सुन्दर पत्थर निकलता है और जयपुर और दिल्ली के जौहरियों के पास मिलता है। हैदराबाद के अवरङ्गल ज़िले से भी कुछ गारनेट प्राप्त होता है।

अभ्रक नम्य, चिमड़ा, और ताप और विद्युत् अचालक होने के कारण विद्युत् के कारखानों में, बे तार के तार और मोटर की गाड़ियों में अधिकता से प्रयुक्त होता है। संसार के अभ्रक की मांग का $\frac{२}{५}$ वां भाग भारत से पूर्ण होता है। भारत में बिहार, नेलोर, सलेम और अजमेर में प्रधानतः अभ्रक निकलता है। प्रतिवर्ष प्रायः ६० लाख का अभ्रक भारत से बाहर जाता है।

सङ्गजीर वा साबुन पत्थर भारत का सामान्य खनिज है । यह अधिक मात्रा में काग़ज़, वस्त्र, रबड़, और साबुन के व्यवसाय में प्रयुक्त होता है। पीसा हुआ सङ्गजीर फ्रेंच चौक के नाम से ज्ञात है और सिंगार में, केश के चूर्ण के रूप में व्यवहृत होता है। इसकी प्रस्तर मूर्तियां, प्याले, थालियां और अन्य सजावट के सामान्य बनते हैं। यह जबलपुर ज़िले, सिंह भूम ज़िले मयूरभंज रियासत (बिहार और उड़ीसा), सेलेम, नेलोर (मद्रास), मैसूर और इडर रियासत में पाया जाता है।

बालू और सिलिकेट कांच, सिमेन्ट, और चीनी मिट्टी के व्यवसाय में काम आते हैं।

कारबोरंडम । बालू और पिस हुये कोक के मिश्रण को थोड़े नमक और लकड़ी के बुरादे के साथ विद्युत् भट्ठी में गरम करने से सिलिकन कारबाइड SiC बनता है। यही कारबोरंडम है।

$$SO_2 + 3C = SiC + 2CO$$

यह काला मणिभीय प्रायः हीरा सा कठोर होता है। एमरी के स्थान में

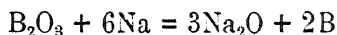
सानचूर्ण के रूप में व्यवहृत होता है। कठिनता से पिघलने के कारण भट्टी में दर्जबन्दी के लिये भी प्रयुक्त होता है।

बोरन।

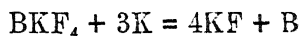
इतिहास। बोरन का मुख्य प्राकृतिक यौगिक सुहागा अनेक सदियों से ज्ञात है। होम्बर्ग ने १७०२ ई० में सुहागे से बोरिक अम्ल प्राप्त किया था। इसके रासायनिक संगठन का ज्ञान बहुत समय तक नहीं हुआ। प्रायः १८०८ ई० में डेवी, गे-लूसक और थेनार्ड के द्वारा स्वतन्त्र रूप से बोरन तत्व प्राप्त हुआ था।

उपस्थिति। बोरन मुक्तावस्था में नहीं पाया जाता। इसके यौगिक अनेक पाये जाते हैं। बोरिक अम्ल H_3BO_3, सुहागा $Na_2B_4O_7, 10H_2O$ बोरेसाइट $2Mg_3B_8O_{15}, MgCl_2$ और बोरीकैलसाइट $CaB_4O_74H_2O$ इस के प्रकृति में पाये जाने वाले मुख्य यौगिक हैं।

तैयार करना। बोरन ट्राइ-आक्साइड को सोडियम, पोटासियम वा मैगनीसियम के साथ हाइड्रोजन के आवरण में गरम करने से बोरन प्राप्त होता है।

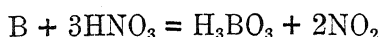
$$B_2O_3 + 6Na = 3Na_2O + 2B$$

क्रिया-फल को हाइड्रो-क्लोरिक अम्ल में घुलाने से बोरन रह जाता है और अन्य पदार्थ घुल जाते हैं।

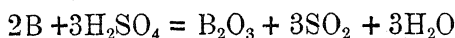
२. बोरन फ़्लोराइड BF_3 वा पोटासियम बोरो-फ़्लोराइड BKF_4 को पोटासियम के साथ गरम करने से भी बोरन प्राप्त होता है।

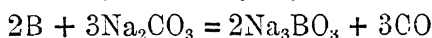
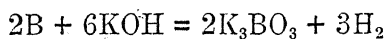
$$BKF_4 + 3K = 4KF + B$$

गुण। ऊपरोक्त रीति से प्राप्त बोरन धुंधले कपिल रंग का चूर्ण होता है। इसका विशिष्ट घनत्व २·४५ होता है। यह बहुत कठिनता से पिघलता है और शीघ्रता से आक्सीकृत नहीं होता। वायु में रक्त-ताप तक गरम करने से यह धीरे धीरे बोरन ट्राइ-आक्साइड B_2O_3 और बोरन नाइट्राइड BN में

परिणत हो जाता है।

उबलते जल पर इसकी कोई क्रिया नहीं होती । ठंढे नाइट्रिक अम्ल से यह बोरिक अम्ल के बदल जाता है।

$$B + 3HNO_3 = H_3BO_3 + 2NO_2$$

समाहृत अम्ल के साथ गरम करने से यह बोरिक ट्राइ-आक्साइड में परिणत हो जाता है।

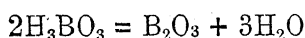
$$2B + 3H_2SO_4 = B_2O_3 + 3SO_2 + 3H_2O$$

क्षारीय धातुओं के हाइड्राक्साइड, वा कार्बनेट वा नाइट्रेट वा सल्फ़ेट के साथ द्रवित करने से इन धातुओं के बोरेट बनता है।

$$2B + 6KOH = 2K_3BO_3 + 3H_2$$
$$2B + 3Na_2CO_3 = 2Na_3BO_3 + 3CO$$

यह विद्युत् का कुचालक होता है। द्रवित अलुमिनियम में बोरन घुल जाता है। इस विलयन को ठंढा करने और दाहक सोडा के द्वारा अलुमिनियम को निकाल डालने से मणिभीय बोरन प्राप्त होता है। यह हीरे सा कठोर और ताप और विद्युत् का रोधक होता है।

बोरन ट्राइ-आक्साइड।

B_2O_3

तैयार करना। बोरिक अम्ल को रक्त-तप्त करने से यह पिघलकर जल को निकाल देता और बोरन ट्राइ-आक्साइड में परिणत हो जाता है।

$$2H_3BO_3 = B_2O_3 + 3H_2O$$

बोरन के वायु वा आक्सिजन में जलने से भी यह आक्साइड प्राप्त होता है।

गुण। यह कांच सा भंगुर घन होता है। यह आर्द्रताग्राही है और जल से शीघ्रही संयुक्त हो बोरिक अम्ल में परिणत हो जाता है। रक्त-ताप पर भी

यह वाष्पशील नहीं है। अतः दुर्बल अम्ल होने पर भी रक्त-तप्त तापक्रम पर कार्बनेट, नाइट्रेट, सल्फ़ेट और अन्य लवणों को विच्छेदित कर वाष्पशील अम्लों को निकाल कर बोरेट बन जाता है। उच्च तापक्रम पर बोरन ट्राइ-आक्साइड अनेक धातुओं के आक्साइडों को घुलाकर उन में कुछ को विशेष रंग प्रदान करता है।

बोरिक अम्ल।

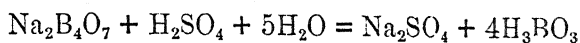
बोरन के तीन अम्ल होते हैं :—

अर्थो-बोरिक अम्ल	H_3BO_3 वा $B(OH)_3$
मिटा-बोरिक अम्ल	$H_2B_2O_4$ वा $B_2O_2(OH)_2$
पाइरो-बोरिक अम्ल	$H_2B_4O_7$ वा $B_4O_5(OH)_2$

अर्थो-बोरिक अम्ल वा बोरिक अम्ल।

अनेक ज्वालामुखी स्थानों में विशेषतः टसकैनी में धरती से जो जल और जल-वाष्प (सुफिओनी) निकलता है उस में अल्प मात्रा में बोरिक अम्ल रहता है। जब यह वाष्प द्रवीभूत हो कुण्डों (लेगून) में इकट्ठा होता है तब इसमें बोरिक अम्ल की मात्रा इतनी हो जाती है कि उस से बोरिक अम्ल तैयार कर लाभ के साथ बिक्री कर सकते हैं। कड़ाहों में इस बोरिक अम्ल के विलयन को गरम कर समाहृत करने के पश्चात् ठंढे होने के लिये छोड़ देते हैं। इस प्रकार बोरिक अम्ल के मणिभ प्राप्त होते हैं। इसे पुनः मणिभीकरण के द्वारा शुद्ध करते हैं।

सुहागे के उष्ण समाहृत विलयन पर गन्धकाम्ल वा हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की क्रिया से भी बोरिक अम्ल तैयार होता है।

$$Na_2B_4O_7 + H_2SO_4 + 5H_2O = Na_2SO_4 + 4H_3BO_3$$

ठंढे करने पर मणिभीय रूप में बोरिक अम्ल पृथक् हो जाता है।

गुण। बोरिक अम्ल श्वेत मणिभीय घन होता है। छूने से चिकना मालूम होता है। यह जल में कुछ कुछ विलेय होता है और वाष्प में

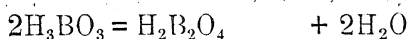
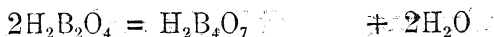
वाष्पशील। साधारण तापक्रम पर १०० भाग जल में ७ भाग बोरिक अम्ल का घुलता है। यह बहुत दुर्बल अम्ल है। अतः लिटमस के साथ चमकीला लाल रंग नहीं देता किन्तु मद्य सा लाल रंग देता है। हल्दी कागज़ के साथ यह कपिल रंग देता है। इस कागज़ को सूखाने और इस पर क्षार डालने से यह काला हो जाता है।

यह अलकोहल में विलेय होता है। इसका अलकोहलीय विलयन हरित ज्वाला के साथ जलता है।

प्रायः १०३° श तक गरम करने से यह जल को निकाल कर मिटा-बोरिक अम्ल में परिणत हो जाता है और १४०° श तक तप्त करने से पाइरो-बोरिक अम्ल बनता है।

$$2H_3BO_3 = H_2B_2O_4 + 2H_2O$$

मिटा-बोरिक अम्ल

$$2H_2B_2O_4 = H_2B_4O_7 + 2H_2O$$

पाइरो-बोरिक अम्ल

और भी उच्च तापक्रम पर तप्त करने से यह बोरन ट्राइ-आक्साइड में परिणत हो जाता है।

$$H_2B_4O_7 = 2B_2O_3 + H_2O$$

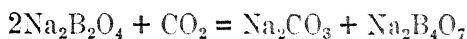
यह सौम्य रक्षोघ्न होता है। अतः घावों पर डाला जाता है। कभी कभी भक्ष्य पदार्थों को सुरक्षित रखने के लिये व्यवहृत होता है किन्तु इसका शरीर के अन्दर प्रवेश करना हानिकारक होता है।

बोरेट। अर्थो-बोरिक अम्ल के लवण अस्थायी होते हैं। अतः मैगनीसियम अर्थो-बोरेट के सिवा अन्य लवणों का ठीक ठीक ज्ञान हमें नहीं है। मिटा-बोरिक अम्ल द्विभास्मिक अम्ल है। अतः इसके दो श्रेणियों के लवण सामान्य लवण और आम्लिक लवण होते हैं। मिटा-बेरेट अर्थो-बोरेट से अधिक स्थायी होते हैं।

पाइरो-बोरिक अम्ल भी द्विभास्मिक अम्ल है। इसका सब से महत्व का लवण सोडियम पाइरो-बोरेट वा बोरेक्स वा सोहागा है। सोहागा भारत में तिब्बत से आता है। कैलिफोर्निया में सोहागे का विस्तृत निःक्षेप है। प्राकृतिक सोहागा मणिभीकरण के द्वारा शुद्ध किया जाता है। कालसियम बोरेट $Ca_2B_6O_{11}$ भी प्रकृति में पाया जाता है। इसको सोडियम कार्बनेट के साथ उबालने से सोहागा प्राप्त होता है।

$$Ca_2B_6O_{11} + 2Na_2CO_3 = 2CaCO_3 + Na_2B_4O_7 + Na_2B_2O_4$$

सोडियम मिटा-बोरेट कार्बन डाइ-आक्साइड के द्वारा पाइरो-बोरेट में परिणत हो जाता है।

$$2Na_2B_2O_4 + CO_2 = Na_2CO_3 + Na_2B_4O_7$$

सोहागा भी सौम्य रक्षोघ्न होता है और प्रलेपों और औषधों के जलों में व्यवहृत होता है। कांच के, जिसका प्रकाश यन्त्रों में प्रयोग करते हैं और जिसे 'प्रकाश-कांच' कहते हैं, निर्माण में उपयुक्त होता है। धातुओं की तहों को स्वच्छ करने और धातुओं के पात्रों में टांका देने के लिये और लुक बनाने म प्रयुक्त होता है।

अभ्यासार्थ प्रश्न

१. किस रूप में सिलिकन प्रकृति में पाया जाता है? शुद्ध सिलिकन कैसे प्राप्त करोगे?

२. अमणिभीय और मणिभीय सिलिकन कैसे तैयार होते हैं? इन के गुणों में क्या भेद है? किन किन तत्त्वों के साथ सिलिकन सीधे संयुक्त होता है? सिलिकन पर (१) हाइड्रोक्लोरिक अम्ल, (२) दाहक पोटाश की जो क्रियाएं होती हैं उन्हें समीकरण के द्वारा प्रगट करो।

३. सिलिकन के फ़्लोराइड और क्लोराइड कैसे बनते हैं ? इनकी क्रिया जल पर क्या होती है ?

४. जिलेटिन सदृश सिलिका कैसे प्राप्त होता है और इसको सोडियम क्लोराइड से कैसे पृथक् करोगे ?

५. सिलिकेट क्या है ? कुछ सिलिकेटों का वर्णन करो।

६. बोरन प्रकृति म कैसे पाया जाता है और इस से बोरिक अम्ल कैसे प्राप्त हो सकता है ? नाइट्रिक अम्ल, गन्धकाम्ल और दाहक पोटाश पर बोरन की क्या क्रियाएं होती हैं ?

७. कार्बन, सिलिकन, और बोरन के रूपान्तरों की तुलना करो।

८. बोरिक अम्ल पर ताप का क्या प्रभाव पड़ता है ? बोरेट क्या है और तुम उसे कैसे पहचानोगे ?

उत्तर-माला

पृष्ठ ५६

२. १२

पृष्ठ ५७

३. ६३.६ : ३१.७

पृष्ठ ६७

२. (क) १६२.३३ (ख) ५५.६५

पृष्ठ १०७

१. (१) ३.६ ग्राम सोडियम, ५.५८ ग्राम क्लोरीन, (२) ३.६ ग्राम सोडियम, १.२६ ग्राम आक्सिजन।

२. (१) और (२) ३१.७ ग्राम ताम्र।

पृष्ठ १०८

३. २३ ग्राम सोडियम और ३५.५ ग्राम क्लोरीन।

४. १ ग्राम हाइड्रोजन और ३५.५ ग्राम क्लोरीन।

५. (१) ४६ ग्राम सोडियम, और ७१ ग्राम क्लोरीन (२) ४६ ग्राम सोडियम और १६ ग्राम आक्सिजन, (३) १६ ग्राम आक्सिजन।

पृष्ठ ११८

१. Fe = २०.१५%

S = ११.५१ ,,

$4O$ = २३.०३ ,,

$7H_2O$ = ४५.३४

$2Na$ = १४·२९ ,,
S = ९·९४ ,,
$4O$ = १९·८७ ,,
$10H_2O$ = ५५·९१ ,,

K = २८·६८ ,,
H = ००·७४ ,,
S = २३·५२ ,,
$4O$ = ४७·१५ ,,

२. CuO = ३५·९९ %
Cu_2O = ६३·८३ ,,
H_2O = ८·१८ ,,

पृष्ठ ११९

३. P_2O_5 = १९·८३ %

४. $CuSO_4$ में

Cu = ३९·८८ %
S = २०·०५ ,,
$4O$ = ४०·१० ,,

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ में

Cu = २५·४८ %
S = १२·८२ ,,
$4O$ = १५·६२ ,,
$5H_2O$ = ३६·०६ ,,

पृष्ठ १२१

१. H_2SO_3

२. (क) $C_5H_{10}O$

(ख) $Mg_2P_2O_7$

३. $C_2H_2O_3$

४. ६३·६ और ३१·८

५. $KAl(SO_4)_2$

$K_2SO_4, Al_2(SO_4)_3, 24H_2O$

६. SnO_2

पृष्ठ १२७

१. ८६४·५ घ० सम०

२. ५६·२ घ० सम०

पृष्ठ १३०

१. ४·२२ लिटर

२. १·५७४ लिटर

३. ९६ ग्राम गन्धकाम्ल

१३६ ग्राम कालसियम सल्फ़ेट

२२·४ लिटर कार्बन डायक्साइड।

४. २१९३ ग्राम लोहा

५. ३·०३९ लिटर

पृष्ठ १३१

७. १६·१८

८. ५२ ५ ग्राम प्रतिशत

९. २५·४५ लिटर हाइड्रोजन

१६·३३ ग्राम आक्सिजन

१०. यह प्रश्न गलत छपा है।

पृष्ठ १३३

१. १२'०४

पृष्ठ १३४

२. ताम्बे का ३१'५ ; आक्सिजन का ८
३. ११'८
४. ३२'७५
५. धातु का संयोजनभार २६'७५

पृष्ठ १३६

१. धातु का अणुभार २७
धातु के आक्साइड का सूत्र M_2O_3
२. १०६'५
३. ५६'५२
४. धातु का परमाणुभार ४३

पृष्ठ १३७

५. परमाणुभार ५६'२
६. संयोजनभार १८
परमाणुभार ३६
बन्धकता २
७. परमाणुभार ६

पृष्ठ १३९

१. प्रयोग के पूर्व
हाइड्रोजन २२'५ घ. सम.
नाइट्रोजन १५ घ. सम.
आक्सिजन ४० घ. सम.

प्रयोग के पश्चात्

नाइट्रोजन १५ घ. सम.

आक्सिजन २८·७५ घ. सम.

२. ०·०३७६३ घ. सम.

३. कार्बन मनाक्साइड २४ घ. सम.

एसिटीलीन १६ घ. सम.

पृष्ठ १४०

४. १·५

५. C_2H_6

६. कार्बन मनाक्साइड ५० घ.सम.

हाइड्रोजन ५० घ.सम.

पृष्ठ १४३

१. २·३११ ग्राम गन्धकाम्ल

१·७२०८ ग्राम हाइड्रो-क्लोरिक अम्ल

२. १३६·१ ग्राम

३. ३६·५ ग्राम

४. ५३ घ. सम.

५. ६६ घ. सम.

६. ६६·५ घ. सम.

पृष्ठ १४४

७. २३·६५ ग्राम

८. $\frac{\text{प्रमाण}}{११·२५}$; ४·७१ ग्राम

पृष्ठ १४५

१. ५८·३ %
२. ८·०६ ग्राम
७·६७ ग्राम
३. ११३१० किलोग्राम

पृष्ठ १७६

१. ६२·६ ग्राम पारा
७·४ ग्राम आक्सिजन
२. ६०·३४ लिटर आक्सिजन
१३·३८ ग्राम पोटासियम क्लाराइड
३. १७४·५५५ किलोग्राम

पृष्ठ १८७

१. ११५· ग्राम सोडियम
२. २२·६४ ग्राम सोडियम
३. ६८·६६ ग्राम यशद
४. १६६·५ ग्राम गन्धकाम्ल
५. ६७·२५० ग्राम जल
२.८७५ ग्राम सोडियम
१३४७·६ घ. सम. हाइड्रोजन

पृष्ठ २२७

२. १३६·५ घ. सम.

पृष्ठ २५२

१. १५०३ घ. सम.

पृष्ठ ३३५

३. २८२·२ ग्राम

पृष्ठ ३६३

११. १० घ. सम.

१२. CH_2

१३. २२·४ घ. सम. आक्सिजन

पृष्ठ ३६८

४. १·४४ ग्राम हाइड्रोजन सलफ़ाइड

२·६० ग्राम सलफ़र डाय-आक्साइड

परिशिष्ट १

नाप-तौल की मीटर प्रणाली ।

साधारणतः लम्बाई नापने के लिये हम लोग गज़ और भार नापने के लिये सेर का प्रयोग करते हैं । पर वैज्ञानिक पुस्तकों में मीटर प्रणाली हीं प्रयुक्त होती है । यह प्रणाली यद्यपि पहले-पहल फ्रांस देश से निकली पर अधिक सुविधा जनक होने के कारण सब देशों में स्वीकृत होगई है और सब देशों के वैज्ञानिकों के द्वारा प्रयुक्त हो रही है ।

इस प्रणाली में लम्बाई का एकांक **मीटर** है । प्रारम्भ में पृथ्वी की परिधि के चार करोड़वें भाग के बराबर इसकी लम्बाई नियत की गई थी । पर पृथ्वी की परिधि का परिमाण एकसा नहीं है और उसे ठीक ठीक नापना भी प्रायः असम्भव है । अतः इरिडीयम-प्लाटिनम धातु की एक छड़ बनाकर उस पर दो रेखाएं खींचकर इन्हीं दोनों रेखाओं की बीच की लम्बाई को **'मीटर'** कहते हैं । यह प्रमाण मीटर पेरिस में रखा है और इसी के बराबर और छड़ बनाकर अन्य देशों में भेज दीगई है । इस मीटर की लम्बाई ३९·३७ इंच है । इसके विभाग दशमलव की रीति से किये गये हैं । उनके नाम और संकेत निम्न लिखित हैं ।

१ मीटर	=	१० डेसी मीटर (डम०)
१ डेसी मीटर	=	१० सेंटी मीटर (सम०)
१ सेंटी मीटर	=	१० मिली मीटर (मम०)

मीटर प्रणाली में आयतन का एकांक **घन सेंटी मीटर** (घ० सम०) है । यह एक ऐसे घन का आयतन है जिस की लम्बाई एक सेंटी मीटर, चौड़ाई एक सेंटी मीटर और मोटाई एक सेंटी मीटर है । यह आयतन एक

घन इंच के प्रायः सोरहवें भाग के बराबर है। १००० घन सेंटी मीटर के आयतन को **लिटर** कहते हैं।

तौल के एकांक का नाम **ग्राम** है। यह ४° श पर एक घन सेंटी मीटर शुद्ध जल के आयतन की तौल है। एक ग्राम प्रायः १५·४३२ ग्रेन वा ०·०८५७ तोले वा १·०३ माशे के बराबर होता है। १००० ग्राम को **किलो ग्राम** (क० ग्र०) कहते हैं। १ पाउंड, प्रायः आधा सेर, ४५३·५९ ग्राम के बराबर होता है।

१ ग्राम (ग्र०)	=	१० डेसी ग्राम (डग्र०)
१ डेसी ग्राम	=	१० सेंटी ग्राम (सग्र०)
१ सेंटी ग्राम	=	१० मिलीग्राम (मग्र०)

परिशिष्ट २

अन्तर्राष्ट्रीय परमाणुभार (O = १६)

तत्त्व	संकेत	परमाणुभार
अन्टीमनी	Sb	१२१·७७
अलुमिनियम	Al	२६·९७
आक्सिजन	O	१६·००
आर्गन	A	३९·९
आयोडीन	I	१२६·९२
आर्सेनिक	As	७४·९६
इन्डियम	In	११४·८
इरिडीयम	Ir	१९३·१
इर्बियम	Yb	१७३·५
इट्रियम	Yt	८९·३३
एर्बियम	Er	१६७.७
औसमियम	Os	१९०·९
काडमियम	Cd	११२·४०
कार्बन	C	१२·००
कालसियम	Ca	४०·०७
कोबाल्ट	Co	५८·९७
कालम्बियम	Cb	९३·१
क्रिप्टन	Kr	८२·९२
क्रोमियम	Cr	५२·०
क्लोरीन	Cl	३५·४६
गन्धक (सल्फ़र)	S	३२·०६

गैडोलिनियम	Gd	१५७·३
गैलियम	Ga	७०·१०
जरमेनियम	Ge	७२·५
ज़िर्कोनियम	Zr	९०·६
ज़ेनोन	Xe	१३०·२
टंगस्टेन	W	१८४·०
टंटालम	Ta	१८१·५
टर्बियम	Tb	१५९·२
टाइटेनियम	Ti	४८·१
टेलुरियम	Te	१२७·५
डिज़प्रोज़ियम	Dy	१६२·५
ताम्र (कापर)	Cu	६३·५७
थुलियम	Tm	१६८·५
थैलियम	Tl	२०४·०
थोरियम	Th	२३२·१५
नाइटन	Nt	२२२·०
नाइट्रोजन	N	१४·००८
निकेल	Ni	५८·६८
नियन	Ne	२०·२०
नियोडीयम	Nd	१४४·३
नियोबियम (कोलम्बियम)	Nb	९३·१
प्लाटिनम	Pt	१९५·२
पलाडियम	Pd	१०६·७
पारद (मर्करी)	Hg	२००·६
प्रेज़ियोडीमियम	Pr	१४०·९
पोटासियम	K	३९·१०
पोलोनियम	Po	२१०·०

फ़ास्फ़रस	P	३१·०४
फ़्लोरीन	F	१९·००
बिस्मथ	Bi	२०९·०
बेरीलियम (ग्लुसिनम)	Be	९·१
बेरियम	Ba	१३७·३७
बोरन	B	१०·९
ब्रोमीन	Br	७९·९२
मैंगनीज़	Mn	५४·९३
मैगनीसियम	Mg	२४·३२
मोलिबडेनम	Mo	९६·०
यशद (ज़िंक)	Zn	६५·३७
यूरेनियम	U	२३८·२
यूरोपियम	Eu	१५२·०
रजत (सिल्वर)	Ag	१०७·८८
रुथेनियम	Ru	१०१·७
रुबीडियम	Rb	८५·४५
रेडियम	Ra	२२६·०
रोडियम	Rh	१०२·९
लिथियम	Li	६·९४
लुटेसियम	Lu	१७५·०
लैन्थेनम	La	१३९·०
लोह (आयर्न)	Fe	५५·८४
वङ्ग (टिन)	Sn	११८·७
वैनेडियम	V	५१.०
समेरियम	Sa	१५०·४
सिलिनियम	Se	७९·२
सीज़ियम	Cs	१३२·८१

अनुक्रमणिका और वैज्ञानिक शब्दावली